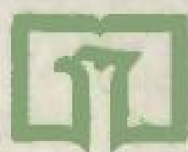
C H E M I A   D L A   C I E B I E

STEFAN SĘKOWSKI

MOJE LABORATORIUM

część I



WYDAWNICTWA SZKOLNE i PEDAGOGICZNE

Okładkę projektował
Zbysław Pisula

Ilustracje wykonali
J. Giżycki, S. Kozaczyński

Redaktor
Jadwiga Sobczak

Redaktor techniczny
Ewa Kowalska

Korektor
Witold Darmetko

ISBN 83-02-02082-6

Warszawa
Wydawnictwa Szkolne i Pedagogiczne
Wydanie V. Nakład 40000+210 egz. Ark. druk. 6,25/32.
wyd. 8,6. Oddano do składania 18 XI 1982 r.
Podpisano do druku 27 IX 1983 r. Druk ukończono
w styczniu 1985 r. Zam. 1175/1244 Cena zł 90,-
Papier offsetowy kl. V. 70 g. 70×100 cm.
Skład fotograficzny „Monophoto 400/8"
Zakłady Graficzne WSiP
Bydgoszcz, ul. Jagiellońska 1

ZAMIAST WSTĘPU



Zaczęło się od listów

Naprawdę, ale to już tak tylko między nami, to zaczęło się nieco inaczej, a mianowicie od smarowania drzwiczek do pieca, a potem, no co tu ukrywać, solidnego przetrzepania skóry.

Gdy byłem w Twoim wieku, albo może troszkę młodszy już pasjonowałem się chemią. Marzyłem o chemicznym perpetuum mobile, lekarstwie na raka lub chociaż o maści na niewidzialność. (Okazuje się, że i z takich wyrastają ludzie.)

Z powodu trudności surowcowych musiałem jednak ograniczyć się do znacznie bardziej przyziemnych i prostackich doświadczeń. Nie rezygnując więc ze zdobycia w przyszłości sławy chemicznej, postanowiłem od razu coś wynaleźć, coś odkryć. Ponieważ sam jeszcze nie bardzo wiedziałem, do czego i komu posłużyć ma moje genialne „coś", zdecydowałem odkrycia mego dokonać na los szczęścia.



Z wielkim zapałem w filiżance do czarnej kawy ogrzewałem świecę, stapiałem wosk, dodawałem do tego pastę do zębów, smar do nart, olej jadalny, mydło, cukier oraz szczyptę mąki, słowem wszystko to, co miałem pod ręką.

Swój pierwszy genialny preparat postanowiłem wypróbować na drzwiczkach od pieca. Dopóki były one zimne, błyszczały nawet trochę, za to po napaleniu... mieszkanie napełniło się kłębami gryzącego dymu. Ponieważ na dodatek w trakcie doświadczeń stłukłem filiżankę od serwisu, cierpliwość moich rodzicieli wyczerpała się i miałem przez pewien czas kłopoty z... siedzeniem.

Lektura Twoich licznych listów dowodzi, że od czasów mojej młodości pod tym względem niewiele się zmieniło. Interesuje Cię chemia, chcesz za wszelką cenę eksperymentować, ale najczęściej nie wiesz, jak się do tego zabrać. Pytasz:

– Co to znaczy oczyścić przez destylację?

– Czym odważyć małe ilości substancji?

– Przez sączek z bibuły ciecz nie chce przeciekać, dlaczego?

– Nie wiem jak zdekantować osad.

– Co będzie, gdy do miedzi dodam wapna, octu i opiłek żelaza?

– Skąd wziąć... gdzie kupić... jak wykonać? I tu następują nie kończące się litanie związków preparatów, rozpuszczalników.

Uśmiechasz się, widzę, czytając te zdawałoby się naiwne pytania. A jednak zaręczam Ci, że są one oryginalne. Przynosi mi je nieomal codziennie poczta.

Dlatego też listy te po przeczytaniu starannie posegregowałem i doszedłem do słusznego chyba wniosku, iż trzeba napisać nową książeczkę. Tym razem jest to „Moje laboratorium cz. I", poświęcone właśnie założeniu domowego warsztatu pracy chemika, jego wyposażeniu, zagospodarowaniu i regulaminowi pracy.

Bądźmy bowiem realistami. Po co marzyć o skomplikowanych syntezach barwników, czy też związków umożliwiających wykonywanie efektownych doświadczeń, skoro trudnością nie do przezwyciężenia są podstawowe procesy, takie jak rozdzielanie czy oczyszczanie ciał.

Niecelowe jest również podawanie przeze mnie opisów

różnych ciekawych reakcji, skoro Ty pytasz, skąd wziąć chlorek cynkowy, miedź czy odrobinę bizmutu.

Oczywiście najłatwiej jest, posiadając odpowiednie fundusze, zakupić pełne wyposażenie laboratoryjne i półki zastawić kolekcją odczynników. Chociaż, to też nie jest proste...

Ale w każdym razie i tak nie tędy wiedzie droga. Zakupienie sprzętu i odczynników pozwoli Ci może urządzić ich wystawę, ale nie nauczy właściwego trzymania probówki ani prawidłowego prowadzenia procesów chemicznych.

Już niedługo przekonasz się, ile sprzętu laboratoryjnego, a zwłaszcza odczynników chemicznych, możesz wykonać sam.

A więc do roboty. Bierzemy się do zorganizowania oraz wyposażenia domowego laboratorium i jednocześnie do nauki korzystania z tego warsztatu pracy chemika.



WYBIERAMY MIEJSCE

Wiem doskonale, że gdy zapragniesz wykonać jakieś doświadczenie, wszystko dla Ciebie przestaje istnieć i wówczas nie liczysz się z niczym. Wymarzony eksperyment jesteś gotów wykonać na korytarzu, na strychu czy w piwnicy, byle już, byle od razu.

Mój kochany, nadmierny pośpiech nigdy co prawda nie jest wskazany, ale już najmniej w chemii. Ostatecznie sklejanie piłki czy inną drobną naprawę roweru można przeprowadzić w dowolnym pomieszczeniu, natomiast doświadczeń chemicznych – już nie.

Doświadczeń chemicznych nie wolno bowiem przeprowadzać w dowolnym miejscu z dwu zasadniczych powodów: po pierwsze ze względu na bezpieczeństwo, a dalej dlatego, iż jak uczy nas życie, prowizorki trwają najdłużej.

Ile to razy rozlegają się w domach zirytowane głosy rodziców: podłoga cała poplamiona, obrus i pięknie politurowany



stół zniszczony, brudna, nadpalona półka i podarta serweta, a prócz tego umywalka zatkana, a ściany w kolorowych plamach.

Czy dziwisz się, że w takich okolicznościach wśród rodziców i w ogóle osób dorosłych rodzi się niechęć do chemii i samodzielnego eksperymentowania?

Ja się im wcale nie dziwię. Dawniej byłem co prawda sam tym, który brudził, niszczył i psocił, ale teraz jestem tym, który za to płaci.

Stąd właśnie, to znaczy przez Twoją niecierpliwość, lekkomyślność rodzi się i umacnia mit o tym, że chemia jest niebezpieczna, że prowadzone w domu eksperymenty chemiczne wszystko wokoło niszczą lub psują.

Niestety, do powstania u wielu dorosłych takich sądów o

skutkach domowych doświadczeń, przyczyniłeś się w duzej mierze Ty sam. A więc, jak widzisz, problem bezpieczeństwa, to nie tylko niepodpalenie czy też niewysadzanie w powietrze domu, lecz również nieniszczenie podłogi, mebli, naczyń.

Teraz jeszcze powrócę do sprawy prowizorek.

Przygotowałeś coś bardzo ciekawego do wykonania i musisz od razu, ale to natychmiast zabrać się do roboty. Nagle spostrzegasz, że nie ma ceraty, łapiesz więc blok rysunkowy; chwiejący się statyw wspierasz stosem książek, żeby było szybciej; substancję rozpuszczasz w kryształowej szklance, mieszając szczoteczką od zębów. Jednym słowem, na każdym kroku improwizujesz, przy czym obłudnie zapowiadasz sobie w duszy, że zaraz po wykonaniu doświadczenia postarasz się o ceratę, zreperujesz statyw, umyjesz zarośniętą od tygodni zleweczkę.

Tak, tak, bądźmy ze sobą zupełnie szczerzy. Przecież i Ty, i ja wiemy doskonale, że ani po wykonaniu doświadczenia, a tym bardziej jutro czy też pojutrze, żadnej z tych prac nie wykonasz i prowizorka będzie trwała dalej i dalej.

Masz pretensję, że mieliśmy dokonać wyboru miejsca pod budowę domowego laboratorium, a tymczasem rozmowa zeszła na niezbyt przyjemne tematy.

Cóż robić, im szybciej skończymy z tymi sprawami, tym lepiej.

Na początek zapamiętaj więc, aby doświadczeń chemicznych nie wykonywać na biurku czy warsztacie ojca, na stole kuchennym lub tacy na naczynia, w ogóle na żadnym z porządnych mebli, ale również nie na strychu obok suszącej się bielizny, ani też w piwnicy na chwiejącym się stosie starych walizek.



Teoria i praktyka

Domowe laboratorium chemiczne należy urządzić w niewielkim własnym pomieszczeniu wyposażonym w instalację wodną, kanalizacyjną, gazową i elektryczną. Pomieszczenie to powinno być łatwe do przewietrzania i nie zawierać łatwo palnych przedmiotów.

Tyle mówi teoria. W praktyce trzeba oczywiście to tu, to tam sporo ustąpić. Instalacja wodna i kanalizacyjna jest w laboratorium bardzo cenna, ale ostatecznie można się bez niej obyć. Brak gazu w laboratorium to duża niewygoda, ale i bez niego można się obejść. Iluż to wielkich odkryć dokonali chemicy w XVIII i XIX wieku, nie znając jeszcze palników gazowych?

Ostatecznie więc z wymagań pozostaje dysponowanie już nie całym pomieszczeniem (np. pokojem), lecz skromnym kącikiem. Kącik ten powinien być wolny od łatwo palnych przedmiotów i musi być dobrze oświetlony.

Stół i jego okolica

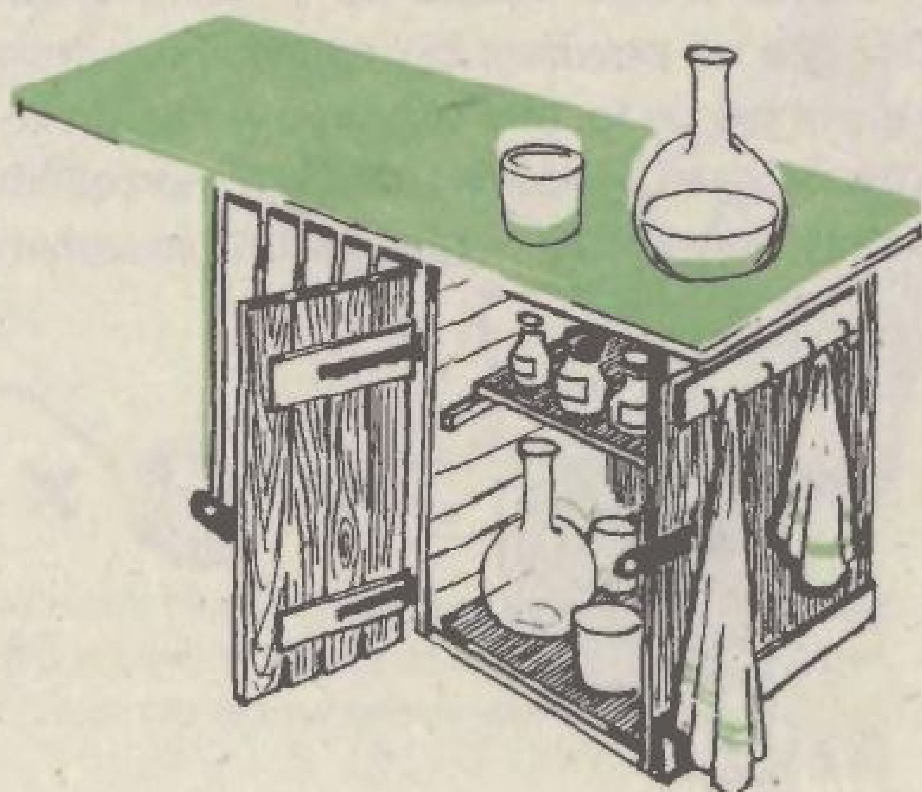
Oczyma wyobraźni w kąciku tym widzisz lśniące szkłem drzwiczki szafek na odczynniki, czernią świecący blat chemicznego stołu przebogatego w szuflady i schowki.

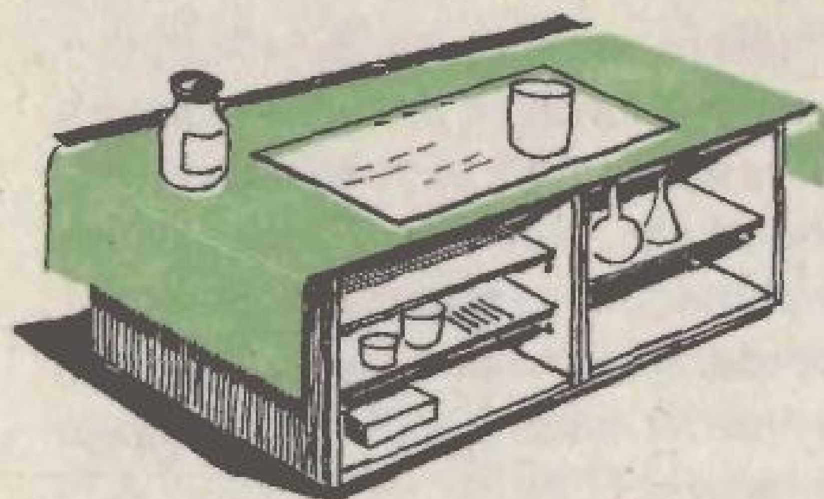
Tymczasem w rzeczywistości dobrze się stanie, jeśli zdobędziesz na wyłączne użytkowanie kawałek jakiegoś stoliczka.

Jeżeli natomiast, zgodnie z wolą rodziców, będziesz musiał dzielić stół z innymi domownikami, wówczas trudno, ale tak długo nie wolno Ci będzie przystąpić do eksperymentowania, dopóki blat nie doczeka się rodzaju futerału z płyty pilśniowej lub sklejki. Zresztą, mając nawet własny stół też trzeba go nakryć arkuszem płyty pilśniowej.

Jeżeli jednak własnego ani też wspólnego stołu nie zdobędziesz, nie załamuj rąk, lecz rozejrzyj się za jakimiś dwoma, trzema skrzynkami, na których po umocnieniu, aby się nie chwiały – można będzie położyć arkusz twardej płyty pilśniowej. Jeżeli na dodatek taki zastępczy stół wykonasz możliwie estetycznie (np. skrzynki obijesz płytą pilśniową i pomalujesz), to spotkasz się na pewno z aprobatą domowników.

A teraz zapamiętaj sobie i przyjmij raz na zawsze jako zasady:



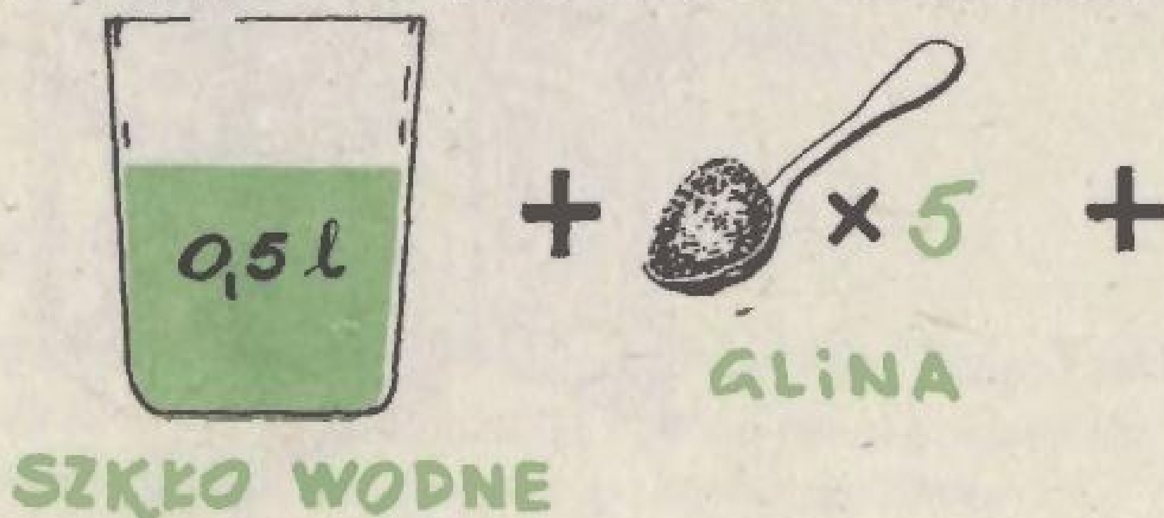


– do prac mokrych, lecz na zimno, stół musi być nakryty ceratą, dermą lub folią z tworzywa sztucznego;

– do prac wykonywanych na gorąco (z podgrzewaniem), na ceratę, dermę czy folię kładzie się odpowiedniej wielkości kawałek płyty pilśniowej, dykty lub eternitu.

Poza samym stołem do pracy bardzo potrzebna będzie jakaś duża półka albo jeszcze lepiej szafka na sprzęt i odczynniki. Rozwiązanie tego zagadnienia pozostawiam już Twojej pomysłowości. Przypominam tylko, że bardzo praktyczna może być szafka wykonana z zawieszonej na ścianie drewnianej skrzynki.

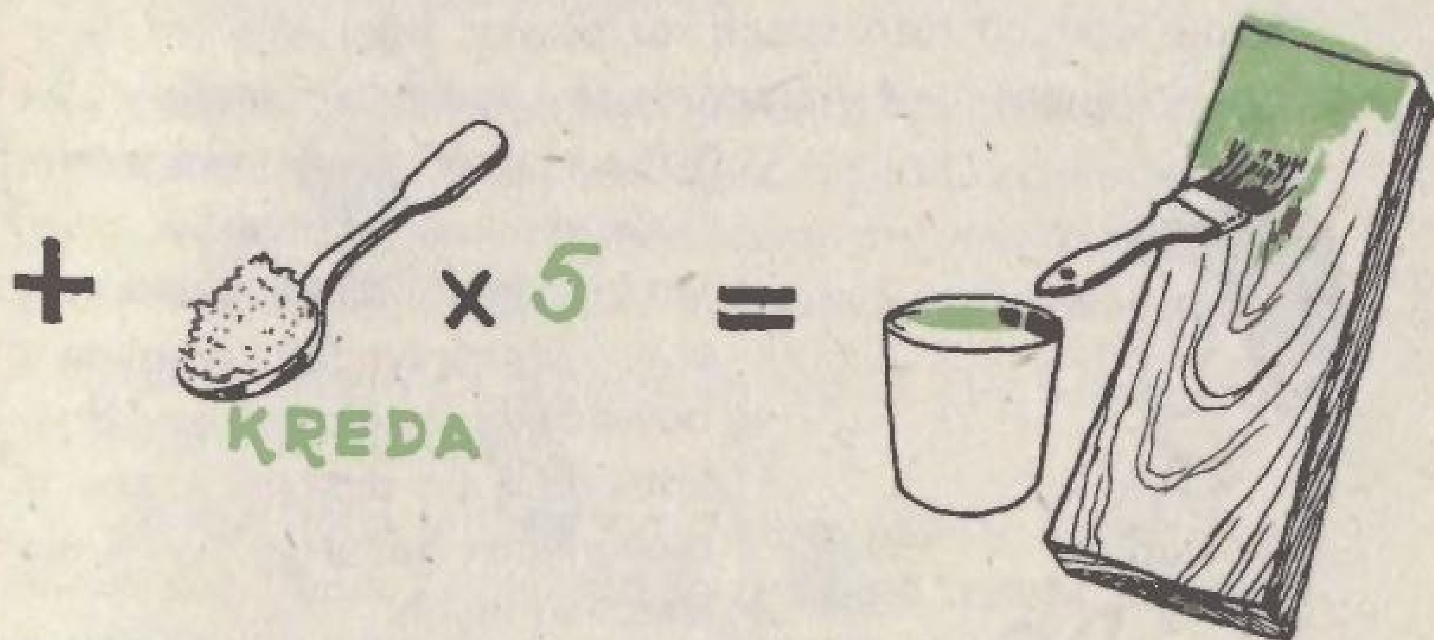
Szafka służyć będzie do przechowywania odczynników. Dlatego też powinna być zamykana, powiedzmy na kłódeczkę, ale nie po to, aby ukrywać w niej przed okiem domowników bałagan, śmietnik i nie zmyty sprzęt laboratoryjny. Szafkę należy zamykać ze względów bezpieczeństwa. Przecież Two-



je młodsze rodzeństwo może się np. oparzyć, poplamić. Natomiast szkło i sprzęt laboratoryjny możesz trzymać, ale zawsze czysty i suchy, na jakiejś, własnej roboty, półeczce.

Ponieważ, jak wiesz, sklejka, płyta pilśniowa czy tektura, z której wykonany jest Twój blat, półka, szafka należą do materiałów łatwo palnych, co dla chemika operującego często płomieniem jest sprawą niekorzystną, sprzęty te należy uodpornić na działanie płomieni. Najprościej będzie pomalować je farbą ognioodporną. W tym celu musisz kupić tzw. szkło wodne. Jest to preparat bardzo tani, sprzedawany w mydlarniach, sklepach chemii gospodarczej i sklepach z farbami.

Do 0,5 dm^3* szkła wodnego dodaje się 5–6 łyżek drobno przesianej kredy oraz 5–6 łyżek drobno przesianej gliny, po czym, po starannym wymieszaniu, maluje się tym drewniane przedmioty. Po dwu dniach malowanie należy powtórzyć.



* Wg układu SI na określenie objętości używa się jednostek metr sześcienny [m^3] i ich podwielokrotności decymetr i centymetr sześcienny [dm^3] i [cm^3]. Jedynie w chemii analitycznej zwyczajowo używa się jednostek litr [l] i mililitr [ml]. 1 dm^3 = 1 l, 1 cm^3 = 1 ml.

Dalej zaopatrzyć się musisz w ścierki. Jedna większa służyć będzie do podłogi i stołu, pozostałe zaś przeznaczone będą do szkła. Poproś również rodziców o jakiś niepotrzebny fartuch, najlepiej z rękawami. Nie chodzi tu tylko o chemiczny fason, lecz i o ochronę drogiego przecież ubrania.

Jeżeli w Twoim kąciku nie ma zlewu i kranu z wodą, koniecznie musisz postarać się o 2–3-litrową butelkę szklaną na wodę oraz o naczynie na odpadki. Ponieważ wyrzucać do niego będziesz mokre sączki oraz zlewać odpady płynów zawierających kwasy i ługi, nie może to być puszka ani metalowe wiadro. Najlepiej do tego celu nadaje się stary (ale oczywiście nie dziurawy) emaliowany garnek lub winidurowe wiaderko.

A teraz sprawa sprzętu i odczynników

W następnych rozdziałach rozmawiać będziemy o tym, z czego i jak wykonać najważniejszy sprzęt laboratoryjny, a więc statyw z wyposażeniem, trójnóg, siatkę azbestową, lampkę spirytusową, palnik gazowy, prostą wagę z kompletem odważników, chłodnicę wodną, potrzebną do destylacji, aparat do wywiązywania gazów i wiele jeszcze innych.



Również sporą ilość odczynników będziesz mógł wykonać sam. W związku z tym radzę Ci już teraz gromadzić przede

wszystkim małe buteleczki, słoiczki (szczególnie z docieranymi szklanymi korkami), wszelkie korki, i gumowe, i z polichlorku winylu, jak również korkowe, dalej różnej średnicy rurki gumowe, szklane fiolki od lekarstw (zastąpią Ci one chwilowo probówki), najrozmaitsze ścinki blachy czy drutów – miedzianego, mosiężnego, cynkowego, aluminiowego czy ołowianego. Zbieraj w miarę swoich możliwości wosk, sodę (spożywczą, apteczną), saletrę do peklowania mięsa, esencję octową, kredę szkolną, siarkę, płyn do czyszczenia ubrania czterochloroetylen, utrwalacz fotograficzny, stare monety i zniszczone przedmioty srebrne.

Wszystkie te substancje staną się w przyszłości dla Ciebie surowcami do wykonania wielu potrzebnych i ważnych odczynników.

Inauguracyjne doświadczenie

Co prawda do pełnego wyposażenia Twego laboratorium jeszcze jest daleko, ale napracowałeś się już uczciwie, więc na Twoim nowiutkim, świeżo pomalowanym, ale już wyschniętym stole wykonamy pierwsze, inauguracyjne doświadczenie.

Najpierw zadam Ci pytanie: co zrobić, aby w ciemności oświetlić pokój na żółto?

– Owinąć żółtą bibułką żarówkę – padnie na to Twoja odpowiedź. Racja. Tak też można postąpić, lecz po pierwsze, skąd wziąć na poczekaniu żółtą bibułkę, a dalej na żarówce większej mocy bibułka od razu się spali. A gdy nie ma światła, elektrycznego, lecz jest jedynie lampa naftowa, to co wtedy, hę?



Chemik, gdy stanie przed takim problemem, rozwiąże go szybko i bez specjalnych trudności. Potrzebna do tego będzie zwykła sól kamienna, kawałeczek gęstej siatki drucianej i jakikolwiek gorący płomień.

A więc na stole połóż teraz dwa kawałki cegły, a pomiędzy nimi umieść metalowe wieczko pudełka od pasty do butów. Do przykryweczki tej wlej (ale niezbyt pełno) spirytus denaturowany, teraz zakorkuj i odstaw daleko butelkę i zapal spirytus.

Na kawałek siatki metalowej nasyp grudki soli kamiennej, chwyć siatkę szczypcami i połóż ją na kawałkach cegły, tak aby płomień obejmował grudki. Zgaś światło, a przekonasz się, jaki wytworzyłeś efekt.

Przypatrz się barwie przedmiotów oświetlonych tylko pomarańczowym światłem pochodzącym z soli. A więc przedmioty czerwone wydają się niemal czarne. Z kolei normalne wyroby aluminiowe nabierają wyglądu łudząco przypominającego złoto. Spójrz wreszcie na własną twarz w lustrze. Zobaczysz, że jest ona zielonożółta lub nawet trochę fioletowa. W każdym razie wygląda dość niesamowicie.

Nic więc dziwnego, iż z takiego światła korzystali już od dawna czarodzieje i różni „wywoływacze duchów". Wystarczy przecież do glinianej lub metalowej miseczki wlać nieco denaturatu i umieścić nad nią siatkę z paru bryłkami soli, aby wywołać duże wrażenie. Alkohol zawarty w denaturacie płonie słabym niebieskawym płomieniem. Z kolei sól umieszczo-

na w płomieniu barwi go na pomarańczowożółto. Jeśli stanąć nad płonącą miseczką i oświetlić od dołu tą mieszaniną kolorów swoją twarz, otrzymuje się oryginalny efekt.

O tym, na jakie jeszcze inne kolory można barwić płomienie, pomówimy innym razem. Teraz wyjaśnię tylko, że podczas silnego ogrzewania soli kamiennej, ulega ona rozkładowi. Wydzielający się wówczas jeden ze składników: para metalu sodu zabarwi właśnie płomień na charakterystyczny żółtopomarańczowy kolor.

Nim zakończymy nasz pierwszy chemiczny rozdział, muszę Ci jeszcze przypomnieć, że chociaż pisanie nie jest zajęciem specjalnie ciekawym, to jednak **każdy prawdziwy chemik musi prowadzić szczegółowy dziennik laboratoryjny,** w którym opisuje wszystkie przez siebie wykonywane doświadczenia. Musi się w nim znaleźć nie tylko sam wynik doświadczenia, ale przede wszystkim warunki jego prowadzenia, więc rodzaj i ilość surowców, stosowane naczynia, sposób ogrzewania, mieszania itp. Radzę Ci też odnotować, jeżeli miałeś jakieś kłopoty w trakcie doświadczenia, i czy i jak sobie z nimi poradziłeś.



Tak, tak, mój drogi, trzeba przezwyciężyć groźny piórowstręt i stale notować przebieg swojej pracy. Myślę, że nie będziesz musiał długo czekać do chwili, gdy fakt prowadzenia zapisków opłaci Ci się i przyniesie piękne rezultaty.



Lampka spirytusowa

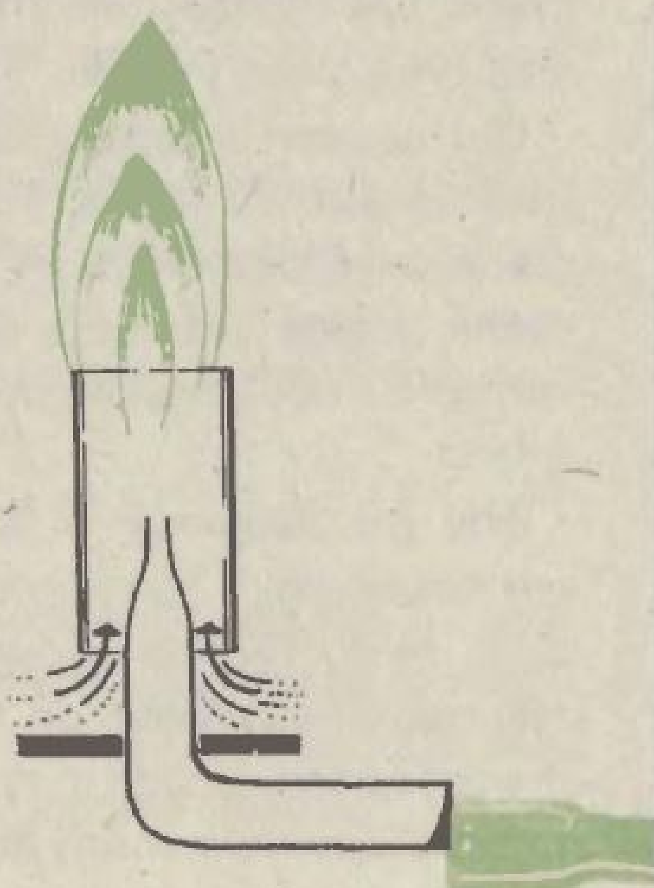
W pracach, jakie w przyszłości będziemy wykonywać, potrzebne Ci będzie po pierwsze źródło ciepła. Nie muszę chyba przypominać, jak to często w laboratorium zachodzi konieczność podgrzewania, odparowywania, suszenia czy destylacji. Jeżeli mieszkasz w dużym mieście i masz w domu instalację gazową, to jesteś w dosyć szczęśliwym położeniu. Nie myśl jednak, że poradzę Ci wycieczkę do sklepu w celu nabycia palnika. Nic podobnego, gotówkę zachowaj na inne spra-

wunki. W tym przypadku wystarczy kilka rurek i już możesz sam zmontować bardzo prosty i wygodny palnik gazowy. Palnik taki widzisz niżej na rysunku.

O sposobie jego wykonania pomówimy dokładniej za chwilę. Teraz zaś przystępujemy do wykonania najprostszego, taniego źródła ciepła, jakim jest lampka spirytusowa.

Najprostszą lampkę spirytusową możesz zrobić z małego słoiczka i blaszanej nakrywki z pudełeczka po paście do butów. W nakrywce wycina się wąski, podłużny otwór szerokości 3 mm i długości ok. 15 mm. Przez tak powstały otwór przeprowadzasz knot wykonany z wiązki nitek bawełnianych albo szerokiej tasiemki czy nawet szmatki bawełnianej. W czasie roboty przyglądaj się rysunkowi.

Albo podam Ci jeszcze inne proste rozwiązanie lampki spirytusowej. Do jej budowy wykorzystać możesz stary kałamarz. W takim przypadku pęczek nici bawełnianych, który będzie knotem, przeprowadź przez kawałeczek rurki metalowej lub oprawkę od zwykłego pióra do pisania. Rurkę taką z knotem opierasz na krążku blachy czy też guziku z usuniętym środkiem. Krążek blachy lub guzik kładzie się na krawędzie otworu kałamarza.



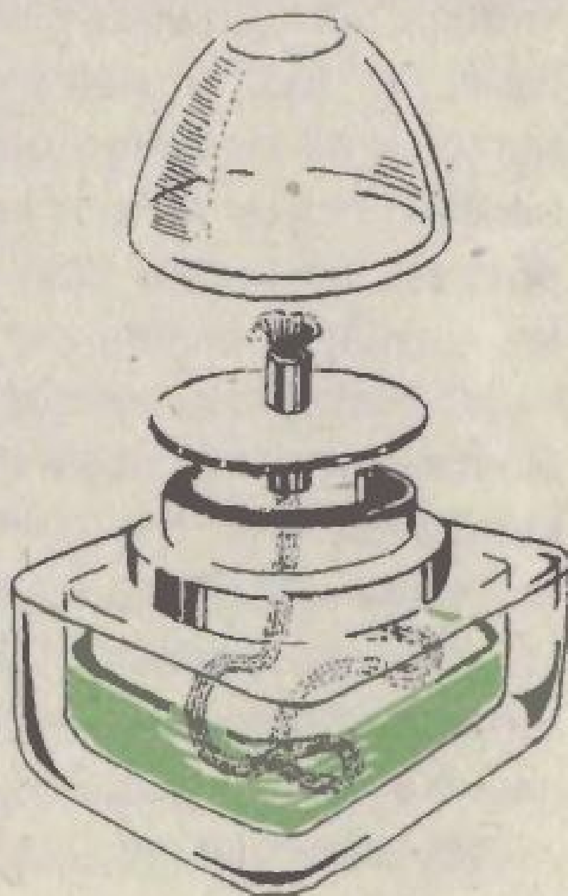
Ażeby spirytus uchronić przed parowaniem, dobrze jest zaopatrzyć lampkę w nakrywkę, np. z kieliszka do jajek. Knot wystający z lampki możesz przy-



kryć probówką albo też kawałkiem rurki szklanej zatkanej od góry korkiem. Przykrywki takie trzeba osadzić dokładnie w wyżłobieniu, które zrobimy w szerokim korku. Po prostu tak, jak to widzisz na rysunku.

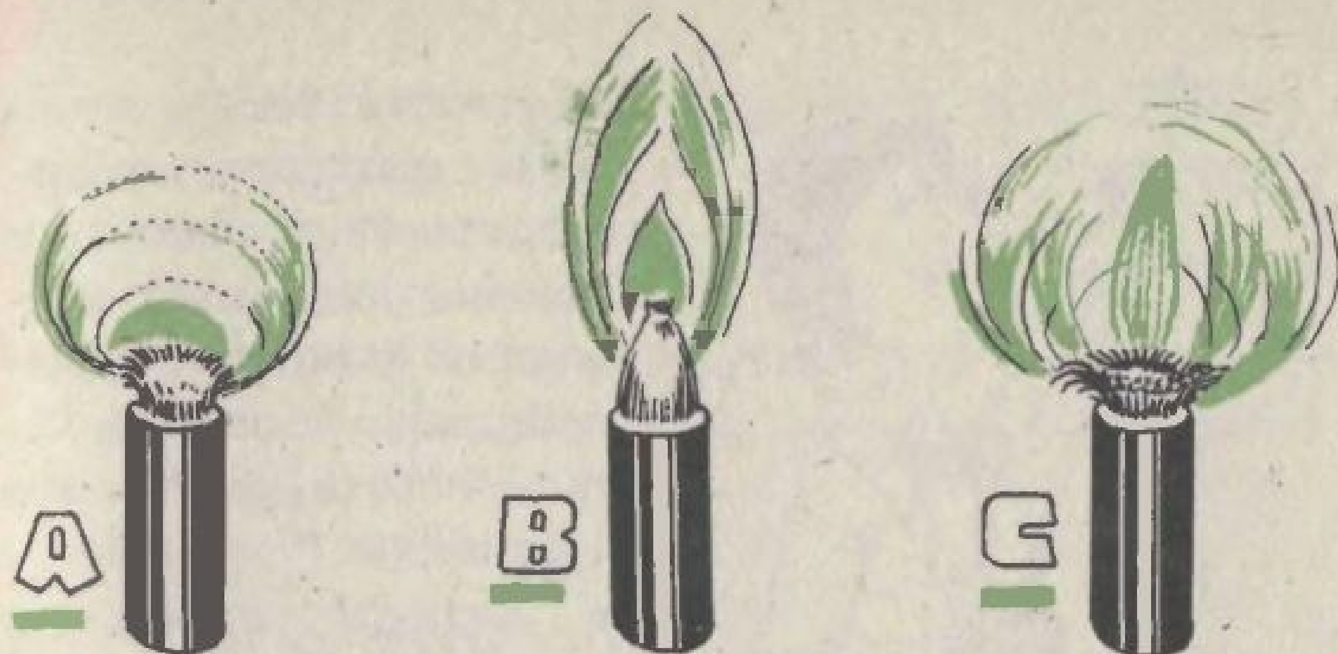
A teraz słów kilka o samym płomieniu.

Specjalnie do zaginania rurek, a zwłaszcza do ich wyciągania, potrzebny jest płomień niezbyt wysoki, ale za to szeroki. W tym celu wystający koniec knota obcinasz dość krótko, ściskasz go palcami z dwóch stron, a górę jego rozprzestrzeniasz na kształt stojącego wachlarza. Jeżeli masz używać lampkę do ogrzewania naczyń, wówczas knot trzeba wyciągnąć nieco z rurki i rozłożyć kolisto i płasko.



Uprzedzam Cię jednak, iż lampka spirytusowa dostarcza mało ciepła, a więc obrabianie w jej płomieniu większej średnicy rurek czy też prętów szklanych jest niewykonalne.

Aby już skończyć z lampkami spirytusowymi, przypomnę jeszcze, że do Twoich celów doskonale nadaje się palnik od tzw. kocherów turystycznych. Palniki te co prawda zużywają sporo denatura-



tu, ale za to grzeją doskonale. Wadą ich jest brak możliwości regulowania wielkości płomienia, jak również fakt, że płomień jest kopcący.

No i jeszcze jedna bardzo ważna sprawa. Denaturatu nie wolno dolewać nie tylko do palącej się lampki, lecz nawet do ciepłej, niecałkowicie jeszcze ostudzonej. Dalej, jeżeli przy napełnianiu chociaż odrobina denaturatu rozleje się, nie wolno Ci zapalać lampki przed uprzednim bardzo dokładnym wytarciem stołu i całej lampki.

Mam nadzieję, że zastosujesz się raz na zawsze do tych podstawowych zasad bezpieczeństwa, jak również zapas denaturatu będziesz trzymał zamknięty, z dala co najmniej 2 metry od stołu, na którym czynna jest lampka lub palnik gazowy.

Trzeba umieć samemu

Jeżeli w mieszkaniu Twoim jest instalacja gazowa, możesz przystąpić do samodzielnego wykonania palnika gazowego.

O nie, mój kochany, nie zabieraj się jeszcze do formowania rurek szklanych, bo nic dobrego z tego nie wyjdzie.



Po prostu do wykonania palnika niezbędna jest pewna wprawa w obróbce rurek szklanych, musisz więc zacząć od nauki ich zginania i wyciągania. A pamiętaj, że umiejętność ta jest chemikowi potrzebna. Przecież ile razy zachodzi konieczność zmontowania jakiejś aparatury, tyle razy trzeba odpowiednio przyciąć albo wygiąć szklane rurki.

Ponieważ widzę, że kiwasz z powątpiewaniem głową, opowiem Ci pewną autentyczną historię. Otóż jeden z moich kolegów po ukończeniu studiów otrzymał stypendium zagraniczne i wyjechał do Stanów Zjednoczonych. Wykonał tam szereg prac naukowych i uzyskał stopień doktora chemii. Gdy powrócił do kraju, usychaliśmy wprost z zazdrości, wyobrażając sobie warunki, jakie miał tam w pracy.

Tymczasem prawda wyglądała zupełnie inaczej. Pierwsze parę tygodni kolega mój musiał poświęcić nauce obróbki szkła, toczenia, frezowania, spawania metali, a nawet nawijania uzwojeń.

Na nasze pytania, czy ogromny instytut naukowy, w którym przebywał, nie zatrudniał szklarza, dowiedzieliśmy się, że owszem. Był to jednak bardzo wysoko kwalifikowany fachowiec, równie wysoko opłacany, któremu powierzano jedynie budowę skomplikowanych urządzeń. Natomiast drobne prace, ta-

kie jak gięcie, cięcie czy też wyciąganie rurek, każdy z pracowników naukowych musiał wykonywać sam dla siebie.

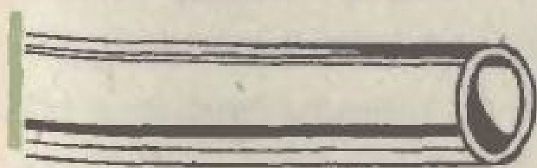


Dlatego też, mój kochany, chcąc nie chcąc, po prostu musisz się nauczyć podstawowych czynności związanych z obróbką szkła.

Zaczniemy od cięcia

Cięcie rurek jest pracą stosunkowo prostą. Musisz się tylko postarać o mały, ostry, trójkątny pilniczek, piłkę do metalu lub piłkę dołączaną do opakowań niektórych zastrzyków. A teraz uważaj. Pręty szklane i rurki o średnicy do 10 mm ucina się w taki oto sposób. Rurkę kładziesz na brzegu stołu, przytrzymujesz ją lewą ręką, a następnie w żądanym miejscu, za pomocą jednego silnego pociągnięcia krawędzią pilniczka lub piłki nacinasz krótką, lecz dosyć głęboką rysę. Następnie ujmujesz rurkę oburącz blisko rysy tak, aby rysa zwrócona była od Ciebie na zewnątrz i wykonujesz taki ruch, jak gdybyś chciał rurkę rozciągnąć. W tym momencie rurka równo pęka. Przypominam Ci jeszcze raz – rurkę trzeba rozciągnąć, nie zginać. O ile jednak rurka za pierwszym rozciągnięciem nie pęknie, rysę musisz pogłębić i czynność rozciągania ponowić.

Często się jednak zdarza, że rurkę trzeba uciąć tak blisko od końca, iż nie ma po prostu za co chwycić palcami. Wtedy to w odpowiednim miejscu nacinasz podłużną rysę i ściśle prostopadle przytykasz do niej koniec rozgrzanego do



czerwoności pręcika szklanego. Wskutek gwałtownego ogrzania szkło pęka wzdłuż wykonanego nacięcia.

Nie zapominaj tylko, że świeżo obcięty koniec rurki szklanej trzeba zawsze od razu **obtopić**. Aha, Ty jeszcze nie wiesz, jak to się robi. Otóż obtopienie polega na ogrzaniu w płomieniu końca rurki aż do czerwoności, przez co jej brzegi ulegają nadtopieniu, a przez to stają się równe i gładkie. Obtopione rurki nie będą kaleczyły rąk, ani też nie będą niszczyły nakładanych na nie gumowych węży.

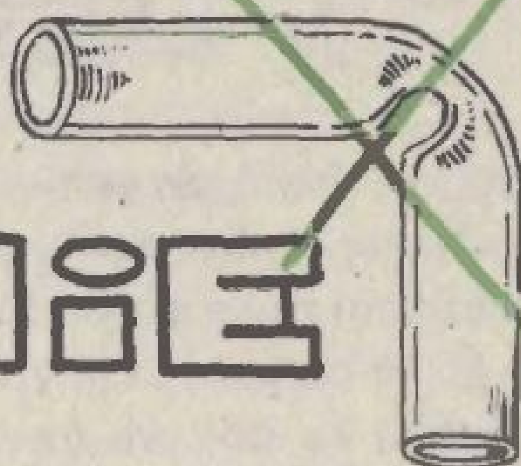
Następna ważna porada. Rurek i pręcików szklanych, które będziesz chciał obtapiać, giąć czy też wyciągać, z chwilą gdy przystępujesz do ich ogrzewania, nie umieszczaj od razu w najgorętszym płomieniu. Szkło źle przewodzi ciepło, więc ogrzewa się powoli. Dlatego też zimne szkło, umieszczone nagle w bardzo gorącym płomieniu, pęka. A więc nie spiesz się i nie żałuj tej dosłownie minuty czasu. Przytrzymaj początkowo rurkę wysoko nad płomieniem, aby się wstępnie ogrzała, a dopiero po chwili wprowadzaj ją stopniowo do najgorętszej części płomienia.

No, ale dosyć już dobrych rad i do roboty. Prywatnie zdobytego doświadczenia łącznie z własnoręcznie poparzonymi palcami nie zastąpi Ci żadna, najlepsza nawet książka.

Na początek radzę Ci poćwiczyć gięcie rurek.

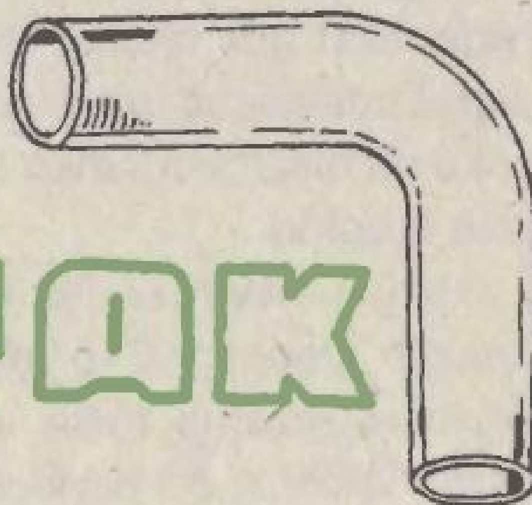
Uśmiechasz się kącikiem ust? Uważasz, że to kaszka na mleczku? A ja tymczasem zapewniam Cię, że prawidłowe zgięcie rurki nie jest wcale rzeczą łatwą, dlatego że poważną rolę odgrywa tu temperatura nagrzania szkła, której ocenę uzyskuje się dopiero po nabraniu odpowiedniej wprawy. Jeżeli masa szklana zostanie przegrzana, to znaczy będzie zbyt płynna, wówczas łatwo zapadają się ścianki rurki i w miejs-

cach giętych tworzy się mniejsza średnica, a nawet może nastąpić zatopienie rurki. Na rysunku obok podaję Ci wygląd rurki zgiętej prawidłowo i rurki zgiętej nieprawidłowo, z zaklęśnięciem.



Poprawienie źle wykonanego zgięcia rurki jest trudne. Jednak przy pewnej wprawie możesz błąd poprawić w ten sposób, że jeden koniec rurki zatykasz szczelnie koreczkiem, rurkę ogrzewasz ponownie w płomieniu i wyjąwszy ją z ognia prostujesz, równocześnie wdmuchując do środka ustami powietrze. Po odpowiednim nagrzaniu ciśnienie wdmuchiwanego do środka powietrza wypchnie na zewnątrz i wyprostuje zaklęśnięcie.

Najpewniejszy sposób prawidłowego gięcia rurek przedstawia się tak: rurkę ogrzewasz nad płomieniem lampki spirytusowej, obracając ją powoli w palcach. W czynności tej biorą udział obie ręce w ten sposób, że dwa palce ręki prawej, kciuk i wskazujący, obracają równomiernie rurkę, dwa zaś palce ręki lewej, mały i jego sąsiad, odpowiednio zgięte, są bierne i stanowią podporę, jak gdyby łożysko dla obracanej rurki. Palec wskazujący i kciuk ręki lewej pomagają w pracy palcom ręki prawej.



Gdy rurka ogrzeje się

odpowiednio, przestajesz ją obracać i opuszczasz jeden jej koniec, dzięki czemu rurka pod własnym ciężarem zgina się ku dołowi bez pomocy Twojej ręki. W przypadku, gdy wolny koniec opada zbyt szybko ku dołowi, trzeba go lekko podtrzymać palcem.

Ustalenie kąta zgięcia odbywa się już poza płomieniem. O ile szkło w miejscu zginania ogrzałeś dostatecznie silnie, wówczas po wyjęciu rurki z płomienia zupełnie wystarczy czasu, aby zgiąć ją nawet w kształt litery U.

Następną po gięciu podstawową czynnością przy obróbce szkła jest **wyciąganie rurek i prętów.**

W takim przypadku rurkę ogrzewasz w dolnej części płomienia, równomiernie ją obracając. Skoro rurka zmięknie już dostatecznie, wyjmujesz ją z płomienia i palcami obydwu rąk równocześnie wyciągasz aż do otrzymania żądanej długości. Natomiast gdy chcesz jedynie nieznacznie przewęzić posiadaną rurkę, wtedy musisz ogrzewać ją tylko na małym odcinku i wyciągać bardzo ostrożnie i wolno.

Dla wprawy rozciągnij w ten sposób w środku rurkę o średnicy 5–6 mm. Po otrzymaniu przewężenia przetnij rurkę w miejscu najcieńszym. W ten sposób, po ostrożnym obtopieniu końców

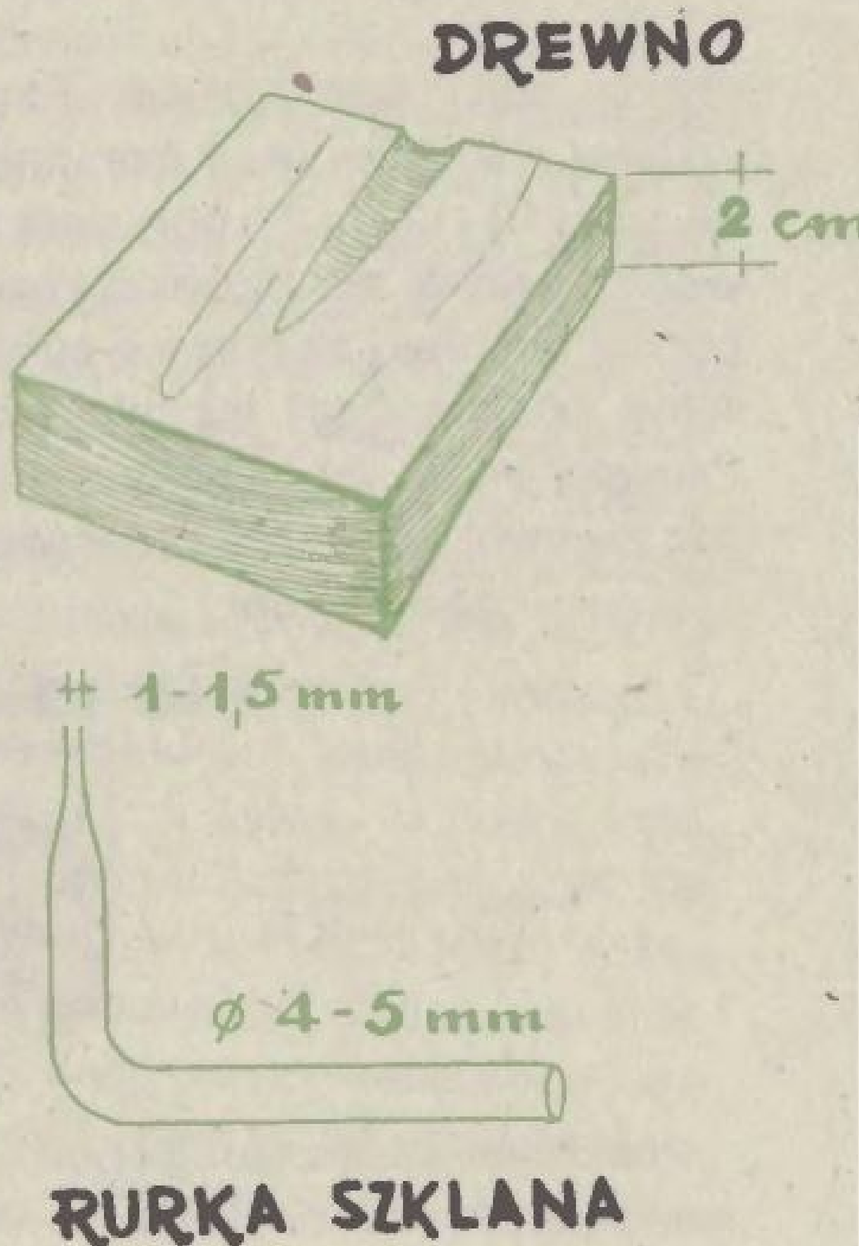


otrzymasz dwie pipety. Możesz teraz założyć na nie gumki od kupnych pipetek do zapuszczania kropli do oczu. Tego rodzaju pipety przydadzą Ci się w przyszłości do odmierzania, nabierania małych ilości płynów, a zwłaszcza do dawkowania kropli.

Własny palnik gazowy

Nareszcie zabieramy się do naszego palnika gazowego.

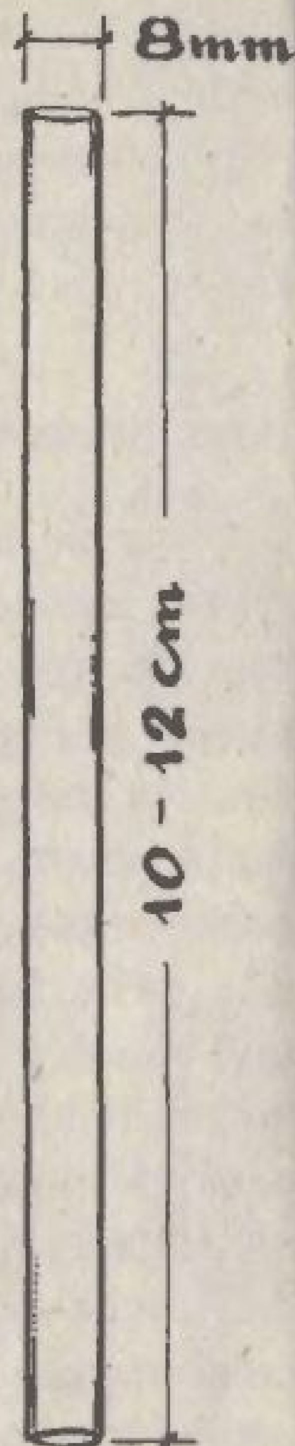
Przystępując do jego wykonania postaraj się o kawałek prostokątnej deseczki lub sklejki grubości około 2 cm. Na deseczce za pomocą obejmy z drutu lub pasków blaszki zamocujesz rurkę szklaną zgiętą pod kątem prostym (patrz na rysunek). Poziome ramię rurki musi wystawać o parę centymetrów poza drewnianą podstawkę. Z kolei drugie ramię rurki ustawione pionowo ku górze musi być u wylotu zwężone.



Jednym słowem musisz postarać się o ok. 20 cm kawałek rurki szklanej o średnicy wewnętrznej 4–5 mm. Na jednym końcu tej

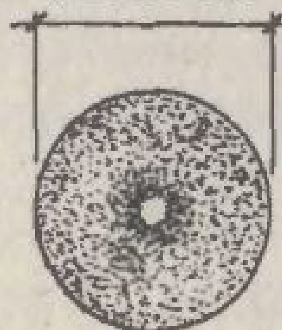
rurki trzeba wykonać przewężenie tak, aby po obcięciu i obtopieniu średnica otworu wynosiła 1–1,5 mm. Dalej, już po wykonaniu przewężenia, rurkę zginasz w środku pod kątem prostym, odcinasz niepotrzebny za długi koniec i obtapiasz krawędź.

Aby łatwiej było zamocować rurkę na podstawce, w deseczce możesz wykonać



RURKA SZKLANA

płytkie, półokrągłe nacięcie. Teraz z rurki szklanej o średnicy ok. 8 mm utnij kawałek długości 10–12 cm. Po obtopieniu obu krawędzi kawałek ten musisz zamocować w pozycji pionowej za pomocą spiralnej drucianej obejmy, bądź też tulejki blaszanej. Pamiętaj jednak, że tej pionowej rurce musisz zapewnić możność przesuwania się o 1–2 cm w górę i w dół.



TEKTURA

Przed zamocowaniem pionowej rurki z tektury wytnij krążek o średnicy 12 mm, zrób w nim otwór i krążek nałóż na

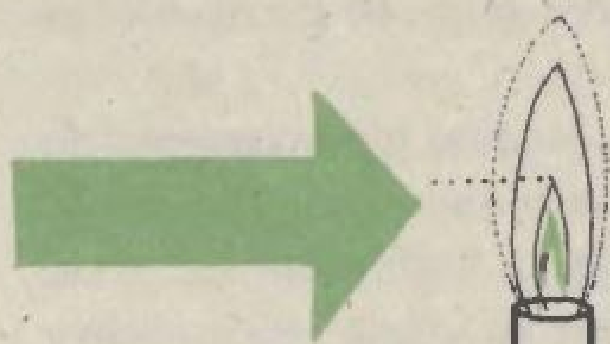
zwężony wylot pionowego ramienia rurki. W pracy swojej ciągle korzystaj z rysunków.

A oto zbliża się chwila doniosła. Możesz już przystąpić do uruchomienia własnego palnika. A więc pionową rurkę opuść zupełnie w dół tak, aby opierała się na krążku tektury, a do poziomego ramienia rurki na podstawce dołącz wąż gumowy doprowadzający gaz.

Ale zaraz, jeszcze chwileczkę. Zanim przystąpisz do inauguracyjnego zapalenia swego palnika, powiedzmy sobie najpierw o koniecznych warunkach bezpieczeństwa.

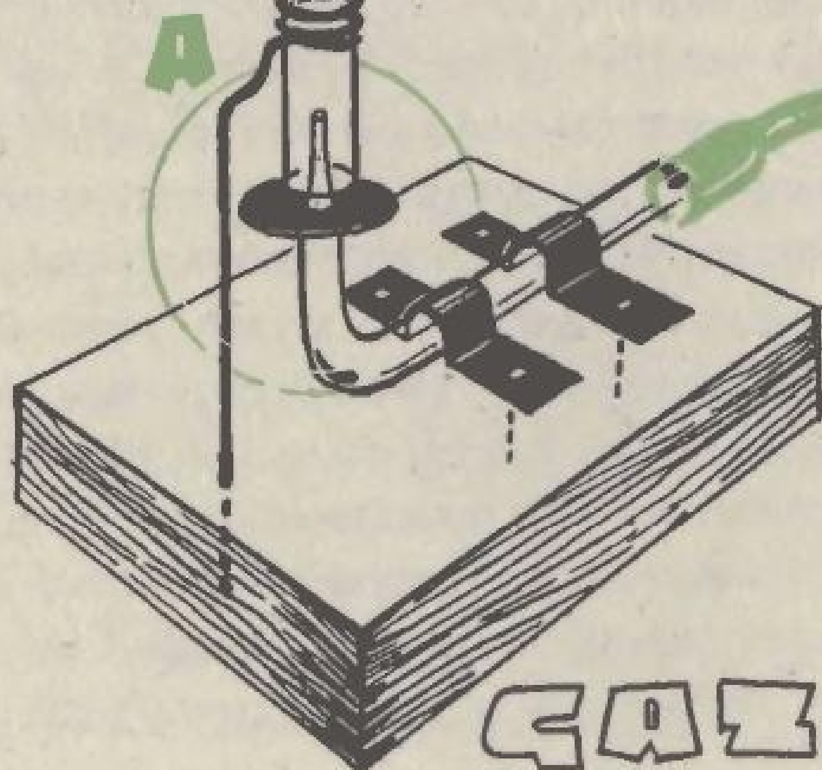
Tak więc, jeżeli w doświadczeniach swoich będziesz korzystał z palnika gazowego i to niezależnie zupełnie, kupionego czy też własnej roboty, musisz pracować odpowiednio ostrożnie. Po pierwsze więc, nie wolno Ci doprowadzać gazu do palnika kilometrowym przewodem wijącym się i plączącym po całym mieszkaniu. Przewód łączący szczelnie zamykany kurek z palnikiem nie może mieć długości więcej niż 2 metry. Pamiętaj – żadnej łataniny, czy też prowizorycznego sztukowania węża. Wąż musi być w jednym kawałku. Wiesz przecież doskonale, że gaz dostarczany do sieci domowej jest palny – a zmieszany z powietrzem tworzy groźną mieszaninę wybuchową, a więc nie może być mowy o żadnych nieszczelnościach.

Teraz otwórz kurek i zapal gaz u wylotu pionowej rurki. Ponieważ dopływ powietrza od dołu jest prawie zamknięty (rurka opuszczona aż na krążek), otrzymasz płomień duży i świecący. Natomiast w miarę przesuwania pionowej rurki do góry, na skutek zwiększonego dopływu powietrza dołem, pozostanie widoczny jedynie mały ostry stożek. Taki właśnie, prawie zupełnie nieświecący płomień gazowy jest najgorętszy.





PALNIK



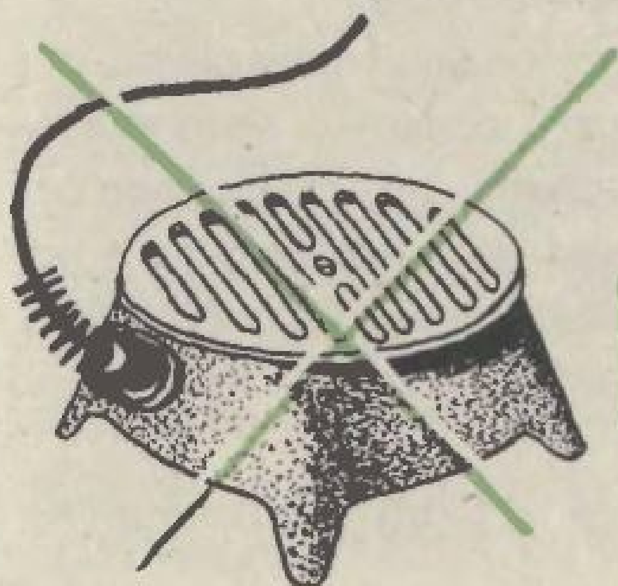
GAZOWY

Jeśli jednak doprowadzisz od dołu zbyt wiele powietrza, wówczas palnik pozornie zgaśnie. Pamiętaj, że tylko pozornie, bowiem płomień przeskoczy bezpośrednio na wylot rurki doprowadzającej gaz. Gdy Ci się zdarzy taka przygoda, że płomień przeskoczy, to **natychmiast zamknij dopływ gazu,** zmniejsz dopływ powietrza i dopiero wtedy możesz ponownie palnik zapalić. W przeciwnym razie już po chwili palnik się silnie rozgrzeje i ulegnie zniszczeniu. Dotyczy to nie tylko palnika własnej roboty, lecz także i tego metalowego, kupionego w sklepie.

Ogrzewanie prądem

Tanim, prostym i wygodnym źródłem ciepła w Twoim laboratorium może być też elektryczna kuchenka. Niestety nie da się ukryć, iż nie jest to, tak jak palnik gazowy, uniwersalne źródło ciepła.

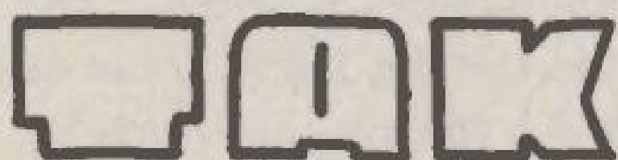
Elektryczna kuchenka nadaje się doskonale do ogrzewania cieczy w zlewkach, kolbkach, odparowywania cieczy i suszenia osadów w parowniczkach, jednak za pomocą elektrycznej



kuchenki nie da się przeprowadzić np. prażenia osadów w tygielkach czy też ogrzewania rurek do gięcia.

Z uwagi jednak na prostotę obsługi, niezawodność działania i bezpieczeństwo, radzę ci zaopatrzyć swoje laboratorium w tego rodzaju źródło ciepła.

Musisz jednak pamiętać o tym, że do prac w laboratorium chemicznym stosować można **tylko kryte kuchenki elektryczne.** Nie ma więc mowy o nakrywaniu blachą, czy kawałkiem płytki azbestowej, zwykłej otwartej płytki. Powtarzam jeszcze raz stanowczo – do Twoich prac może być użyta tylko kuchenka zakryta.





Polecam Ci, zwłaszcza małe, tzw. turystyczne kryte kuchenki elektryczne, których spory wybór znajduje się obecnie w sprzedaży. Są one wygodne i niedrogie.

Oczywiście, przy użyciu tego rodzaju źródła ciepła, nie może być mowy o stawianiu naczyń szklanych bezpośrednio na gorącej metalowej osłonie kuchenki, gdyż szkło tego nie wytrzyma i od razu pęknie. Musisz więc postarać się o gotową tzw. siatkę azbestową, sprzedawaną w sklepach z artykułami gospodarstwa domowego, lub też siatkę taką wykonać samemu.

O tym pomówimy już jednak w jednym z następnych rozdziałów.

Takie jedno doświadczenie



Skoro jesteś już szczęśliwym posiadaczem źródła ciepła, możesz przystąpić do wykonania pierwszego, prostego przyrządziku, który pozwoli Ci przeprowadzić kilka ciekawych doświadczeń.

Bierzesz więc rurkę szklaną o średnicy 8–10 mm i dokładnie obtapiasz jeden jej koniec. Następnie w odległości około 5–6 cm od obtopionego końca rurkę silnie ogrzewasz w płomieniu, stale ją obracając. Gdy szkło już zmięknie, rurkę silnie i szybko rozciągnij tak, aby otrzymać możliwie długi, cienki, przewężony odcinek. Po ostygnięciu odetnij rurkę za miejscem przewężenia. Długość cienkiej rurki przewężonej musi wynosić co najmniej 10 cm (spójrz na rysunek).

Teraz obtopiony szerszy otwór zamknij szczelnie korkiem gumowym. (Pamiętaj, jeśli zamknięcie nie będzie zupełnie szczelne, to doświadczenie się nie uda.) Cieńszy koniec wstaw do szklanki z wodą. Następnie lewą ręką trzymaj ukośnię nasz przyrządzik, a prawą za pomocą zapalonej lampki spirytusowej bardzo ostrożnie ogrzewaj szerszą część rurki tak, jak to pokazuje rysunek.

Z łatwością zauważysz, iż w miarę ogrzewania, z cienkiego wylotu rurki poczną uchodzić pęcherzyki gazu. Jest to powietrze. Pod wpływem ogrzewania powietrze zawarte w przyrzą-



dzie poczyna się rozszerzać, zwiększając tym samym ciśnienie. Ciśnienia tego nie jest w stanie pokonać słup wody zawartej w szklance i dlatego pęcherzyki powietrza opuszczają naczynie. Im silniej ogrzejesz rozszerzoną część rurki, tym więcej powietrza opuści naczynie.

A teraz przerwij ogrzewanie i dmuchaj na szerszą część Twojego przyrządziku.

Z łatwością zauważysz, że po kilkunastu sekundach w zwężonej rurce poziom wody pocznie się unosić. Wreszcie, gdy część rozszerzona całkowicie ostygnie, poziom wody tak się podniesie, że aż sięgnie do górnej części przyrządziku.

Tym razem obserwowałeś więc zjawisko odwrotne. Oto silnie ogrzane powietrze stygnąc poczyna się kurczyć. Wywołuje to oczywiście spadek ciśnienia w przyrządziku. Na to zaś tylko czeka woda i natychmiast wciska się od dołu. Im silniej było powietrze uprzednio ogrzane, tym więcej teraz po ostygnięciu wejdzie wody do przyrządziku.



Sądząc po Twojej minie, zdaje mi się, że jesteś nieco zawiedziony. Spodziewałeś się pewnie efektownego doświadczenia chemicznego, a tu tymczasem jakieś nudy z wodą i ciepłym powietrzem. Zwyczajna fizyka. Otóż to proste doświadczenie przeprowa-

dziliśmy po to, aby wiedzieć na przyszłość, jakie nas mogą spotkać niespodzianki. Zdarza się nieraz, że początkujący chemik ogrzewa coś w kolbie (np. wywiązuje tlen), a uchodzący z niej gaz zbiera w naczyniu z wodą. Nagle w lampce zabraknie spirytusu. Zanim jego zapas zostanie uzupełniony i lampka ponownie zapalona, kolba stygnie i woda dostaje się do jej wnętrza. Cała robota idzie wówczas na marne, a ponadto silnie poprzednio ogrzana kolba w zetknięciu z zimną wodą najczęściej pęka.

Lepiej więc z góry przekonać się, jakie to niespodzianki może wywołać stygnące w naczyniu powietrze i w przyszłości umieć niespodzianki takie przewidzieć i przeciwdziałać im.



Wrzenie letniej wody

Jeśli Cię zapytam, w jakiej temperaturze wrze woda, bez wahania powiesz mi, że w temperaturze 100°C.

A zaraz się przekonasz, że nie zawsze.

Proszę Cię, weź małą kolbę szklaną, napełnij ją do połowy wodą i wyszukaj odpowiedni korek gumowy, którym można by później szczelnie zamknąć jej wylot.

Ponieważ nie masz jeszcze statywu ani trójnogu, szyjkę kolbki ujmij paskiem poczwórnie złożonego papieru i tak trzymając ogrzewaj jej zawartość nad płomieniem aż do wrzenia.

Przy tego rodzaju ogrzewaniu, gdy płomień bezpośrednio dotyka szkła, naczynia nie wolno trzymać nieruchomo, gdyż pęknie. Musisz je stale powoli poruszać, potrząsać leciutko. Zresztą tak samo musisz postępować, gdy ogrzewasz jakiś preparat w probówce.

Z chwilą gdy woda się zagotuje, przez otwartą szyjkę kolby wydostaje się ogrzane powietrze i częściowo para wodna. Po kilku minutach usuń kolbę znad płomienia i zamknij szybko jej

wylot, przygotowanym korkiem gumowym. Woda przestaje się gotować.



Teraz obróć kolbę do góry dnem i umoczony w zimnej wodzie kawałek waty połóż na dnie kolby. Kolba oziębia się raptownie, para wodna znajdująca się w jej wnętrzu skrapla się, a ponieważ powietrza w kolbce pozostało niewiele, na skutek tego ciśnienie nad wodą jest mniejsze i woda ponownie zaczyna wrzeć.

Podczas wrzenia tworzy się znów wiele pary wodnej, która zbiera się w zamkniętej kolbce nad wodą i stopniowo powiększa ciśnienie: woda przestaje się gotować. Gdy jednak położysz ponownie na dno kolbki mokrą, zimną watę, woda wewnątrz kolby znów poczyna wrzeć.

To samo zjawisko może być powtórzone wiele razy. W końcu dochodzimy do tego, że woda jest już tylko letnia, a jednak ciągle się jeszcze gotuje.

Z doświadczenia tego przypomniałeś sobie, że temperatura wrzenia wody jest ściśle zależna od ciśnienia. Przy normalnym ciśnieniu atmosferycznym wynosi ona oczywiście 100°C. Jeśli jednak ciśnienie obniżymy, obniży się również i temperatura wrzenia. Oczywiście dotyczy to nie tylko wody, ale i wszystkich innych cieczy. Z faktu tego bardzo często korzy-

stają chemicy. Istnieje bowiem wiele cieczy, które nie znoszą silnego ogrzewania, bo ulegają wtedy rozkładowi. Dlatego to, chcąc je, powiedzmy, przedestylować, obniżamy ciśnienie w naczyniu, a wówczas ciecz taką można już spokojnie gotować i destylować bez obawy rozkładu. Dokładniej jest to omówione w książeczce „Moje Laboratorium cz II".

Początki sztuki rozdzielania

Tak się już składa, że w swej praktyce codziennej chemik bardzo często musi dokonywać takich czynności, jak rozdzielanie i oczyszczanie ciał. Istnieje oczywiście duża ilość metod i sposobów zarówno oczyszczania, jak i rozdzielania ciał. Niektóre z nich są bardzo proste, inne zaś wymagają specjalnych urządzeń i wyposażenia.

Chyba najstarszą i dlatego bardzo prostą metodą rozdzielania ciał jest rozpuszczanie i krystalizacja.

Wyobraź sobie, że nagle zabrakło węglanu sodowego, czyli popularnej sody krystalicznej i nie można jej nigdzie dostać. Tymczasem Ty posiadasz, dajmy na to, parę worków sody, ale zmieszanej pół na pół z piaskiem. Oczywiście produkt taki nie nadaje się do użycia, ale w akurat powstałej trudnej sytuacji powracasz myślą do tych kiedyś odstawionych na bok worków.

W tym miejscu przypomina mi się widok, jaki raz ujrzałem odwiedzając pewnego młodego chemika. Zastałem go pochylonego nad kartką papieru. Spoglądając przez małe szkiełko powiększające ostrzem scyzoryka oddzielał on pracowicie ziarenka piasku od niebieskich kryształków siarczanu miedziowego.

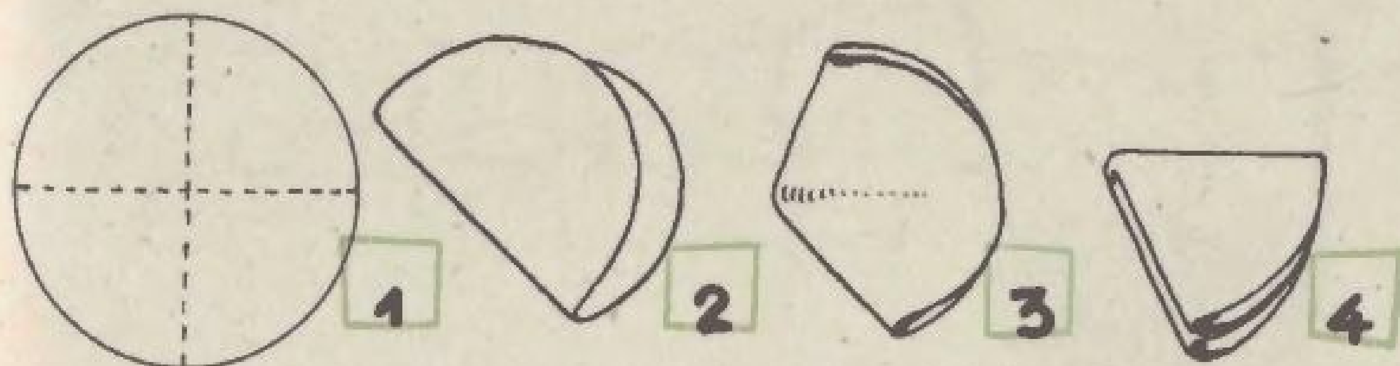
Zmieszał się bardzo, gdy skrytykowałem tę jego zbyteczną pracę, proponując zarazem rozdzielenie mieszaniny właśnie przez rozpuszczenie i krystalizację.

Abyś i Ty poznał ten bardzo prosty i dlatego często stosowany sposób, weź dwie łyżki sody i dwie łyżki piasku, zmieszaj to razem i spróbuj z mieszaniny tej wydobyć sodę. Po pierwsze naszykować musisz dwie czyste zlewki, lejek szklany oraz bibułę filtracyjną. (W razie konieczności użyj bibułę zwykłą, ale pamiętaj, że jest ona bardzo niewytrzymała i rozlatuje się w nieodpowiednich momentach.)

Do zlewki nalej pół szklanki gorącej wody i wsyp do niej naszą mieszaninę. Po paru minutach energicznego mieszania soda rozpuści się w wodzie.

Teraz przygotuj sączek z bibuły. W tym celu z bibuły wycina się kółko, którego promień musi być o 2–3 cm dłuższy od bocznej krawędzi czaszy lejka. Następnie kółko z bibuły złóż na pół i jeszcze raz na pół. Dwoma palcami lewej ręki ujmij wierzchołek powstałego trójkąta, a palcami od góry odchyl jedną warstwę bibuły. W ten sposób powstanie okrągły stożek, który wkłada się do lejka.

Aby Twój sączek po włożeniu do lejka nie rozwijał się i szczelnie przylegał do ścian, zwilż go wodą. Sączek jest już gotowy.



Przez sączek ten filtrować będziesz gorącą, rozpuszczoną w wodzie sodę zmieszaną z piaskiem.

Ale oto wyłania się nowy problem, w jaki sposób umocować łejek, aby stał on pionowo nad zlewką. Nie posiadając odpowiednich przyrządów, takich jak statyw i łapki, najprościej będzie w kawałku dykty lub twardej płyty pilśniowej wyciąć mały otwór i ustawić go na dwu cegłach czy też pudełkach. W otwór wpuść nóżkę lejka, a pod nią ustaw czystą zlewkę.

Proszę Cię, patrząc na rysunek, zwróć uwagę na sposób, w jaki zlewka podstawiona jest pod nóżkę lejka. Zapewne uważasz, że jest to szczegół nieważny, niewart zawracania sobie nim głowy?

A jednak...

Nóżka lejka zakończona jest skośnym ścięciem. Gdy nóżka dotyka ścianki zlewki, a ścięcie zwrócone jest do jej środka, ciecz spływa z lejka spokojnie po ściankach zlewki. Gdy ustawisz odwrotnie, krople cieczy swobodnie spadając na dno zlewki będą pryskać na wszystkie strony. Oczywiście pryskanie roztworu sody nie jest groźne, ale przecież w przyszłości niejednokrotnie będziesz operował cieczami



silnie żrącymi i parzącymi. Dlatego już od początku musisz nauczyć się prawidłowego ustawiania zlewki i lejka.

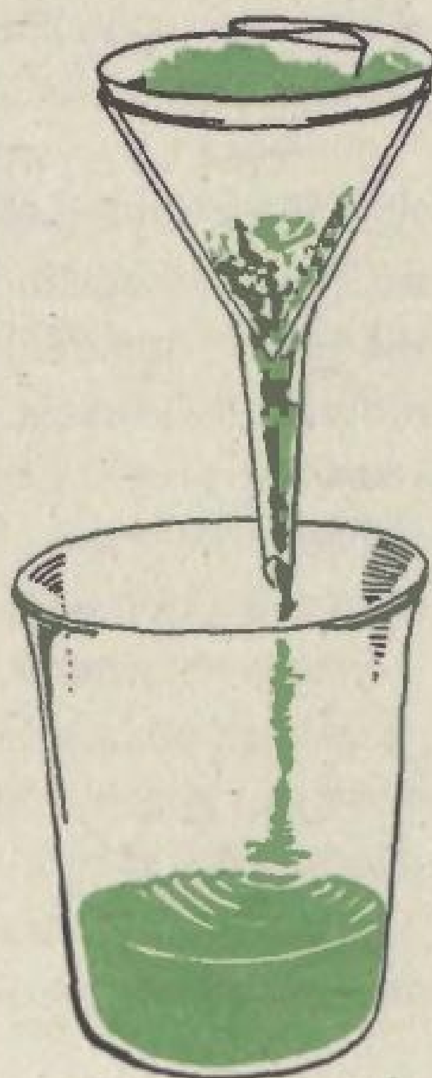
Zamiast dykty czy płyty pilśniowej z otworkiem do podtrzymywania lejka podczas sączenia możesz wygiąć z drutu prosty stojaczek.

Teraz na sączek trzeba wlać naszą mieszaninę. Wydaje Ci się, że jest to zabieg bardzo prosty, ale jak zaraz się przekonasz, płyn „bardzo lubi" rozlewać się na wszystkie strony. Dlatego to radzę Ci opanować prosty sposób, jaki w tym przypadku stosują chemicy. Mianowicie, płyn ze zlewki nalewa się na sączek nie bezpośrednio, lecz po pręciku lub cienkiej rurce szklanej. Nie ma wówczas mowy o rozlewaniu czy chlapaniu lub cieknięciu po zlewce.

I jeszcze jedno, na sączek nigdy nie wolno nalewać płynu do pełna, po brzegi.

Przypatrz się teraz substancji kapiącej z rurki lejka do zlewki. Jest ona zupełnie klarowna i bezbarwna. Gdy skończysz już sączenie, w zlewce zgromadzi się roztwór sody, na sączku zaś pozostanie cały piasek.

Jak do tej pory skorzystałeś z reakcji rozpuszczania, dzięki której rozdzieli-



TAK

łeś swą mieszaninę. Oto po prostu soda uległa rozpuszczeniu i w postaci roztworu została przefiltrowana poprzez sączek do zlewki. Piasek zaś, jako nierozpuszczalny w wodzie, został na sączku.

Teraz trzeba jednak z otrzymanego roztworu jakoś wydzielić sodę. W tym właśnie przypadku wykorzystasz proces krystalizacji. Pozostaw swój roztwór w zimnym miejscu przez noc, a nazajutrz otrzymasz na dnie zlewki piękne, przeźroczyste kryształy. Będzie to soda.

Zbierz te kryształki, odsącz je na bibule i wsyp do słoiczka.

Sprawa etykietek

No i co? Pełen chwały z udanego doświadczenia odstawiasz teraz słoiczek na półkę.

Hola, panie bracie, czy doprawdy wszystko już wykonałeś?

Patrzysz to na stół z resztkami, to na słoiczek pełen bezbarwnych kryształków. Tak, tak, poza posprzątaniem, o ten słoiczek mi chodzi. Na półeczkę, do szafy czy też do szuflady nie wolno odstawiać żadnej buteleczki lub słoiczka z anonimową zawartością. Dziś, jutro jeszcze wiesz, co w nich się znajduje, ale potem?

Zapamiętaj więc, iż każdy związek czy preparat w laboratorium musi być oznakowany w sposób widoczny i trwały.

Przeto na prostokątnym kawałku równo przyciętego papieru wypisz starannie i czytelnie nazwę oraz wzór chemiczny danego związku. W Twoim konkretnym przypadku napisz „Soda – Na_2CO_3". Jeżeli w przyszłości będziesz wykonywać jakiś preparat nietrwały, wówczas na etykietce dodać trzeba datę otrzymania go.

Etykietka powinna być zrobiona starannie i estetycznie (najlepiej czarnym tuszem na białym papierze), jest ona przecież Twoją wizytówką.



Podam Ci teraz przepis na bardzo dobry klej do etykietek. Kup w sklepie z farbami kazeinę, ok 100 g. Jest to żółtawoszara sypka masa. Weź łyżkę stołową kazeiny, dodaj pół łyżeczki, od herbaty, boraksu (do nabycia w aptece) i oba te proszki starannie wymieszaj.

Teraz mieszaninę wsyp do czystej puszki po konserwach, dodaj 3–4 łyżek gorącej wody i całość wymieszaj starannie patyczkiem. Jeżeli powstały klej będzie za gęsty, dodaj jeszcze odrobinę ciepłej wody.

Słoiczki czy buteleczki, na które będziesz przymocowywał etykietki, muszą być zupełnie czyste i suche. Etykietkę posmaruj cienko, lecz równomiernie klejem i nałóż na szkło. Kleju jednorazowo nie rozrabiaj zbyt wiele, gdyż po 2–3 godzinach trwale twardnieje i nie nadaje się już do użycia.

Następnego dnia, po naklejeniu na szkło, etykietki można powlec bezbarwnym lakierem. Tak zabezpieczony papier nie brudzi się, a nawet polany cieczą nie ulega zniszczeniu.

Do zabezpieczenia etykietek użyć możesz zwykłego bezbarwnego lakieru nitrocelulozowego lub też własnej produkcji. W tym celu w rozpuszczalniku do lakierów nitro rozpuść kawałeczek bezbarwnego polistyrenu. Uprzedzam, że rozpuszczanie się polistyrenu będzie trwało parę godzin. W ostate-

czności zamiast etykietek słoiki czy buteleczki możesz oznakować odpowiednimi pisakami. Pamiętaj tylko, że do trwałego znakowania szkła możesz stosować jedynie pisaki napełnione tuszem nierozpuszczalnym w wodzie, obecnie są w sprzedaży kredki do pisania na szkle.

Ach, ten dzienniczek

Już miałem rozpocząć następny rozdział poświęcony dalszemu zagospodarowaniu laboratorium, a tu tymczasemm widzę, że twój dzienniczek świeci pustkami.

Co prawda, na samym początku, pełen zapału wziąłeś zeszyt i bardzo słusznie zaopatrzyłeś go w podniszczoną już okładkę z folii, podpisałeś go nawet, ale w środku... niekrępujące pole do działania.

Chodź, usiądziemy w takim razie razem i pierwszy raz pokażę Ci, jak to się robi.



DZIENNIK POMAGA

Najpierw data.

Teraz tytuł albo, jak wolisz – temat. „Rozdzielanie mieszaniny piasku z sodą przez rozpuszczanie, a następnie krystalizacja sody". Temat doświadczenia można podkreślić.

Po czym piszesz:

„Do kubeczka nalałem do połowy wrzącej wody, a potem nasypałem 2 łyżki sody i 2 łyżki piasku z piaskownicy. Zamieszałem to patyczkiem (szklanych pręcików jeszcze nie mam), i soda łatwo się rozpuściła.

Sączek udał mi się od razu.

Lejek mam na razie zwykły, umieściłem go w wycięciu przykrywki pudełka od butów. Rzeczywiście – płyn trochę chlapał.

Zauważyłem, że nalewanie płynu na lejek jest trudne.

Roztwór dla oziębienia na noc wystawiłem na balkon. Zaraz rano zobaczyłem kryształy. Odsączyłem je na sączku, wysuszyłem na bibule i wsypałem do słoiczka po witaminach. Napis zrobiłem na kawałku leukoplastra kopiowym ołówkiem, bo już było późno.

Wrzuciłem kawałek polistyrenu do rozpuszczalnika, aby mieć lakier, ale zapomniałem zamknąć i rozpuszczalnik wyparował.

Jutro Mama robi porządki w kuchni, może coś skorzystam ze sprzętu".

Skromniutko, widzę, to wszystko wygląda, ale zupełnie sprytnie sobie poczynasz. Wielcy ludzie też tak zaczynali.

Przy wykonywaniu opisanych w poprzednim rozdziale doświadczeń, nawet tak prostych z rozdzielaniem sody i piasku, odczułeś przykre trudności techniczne, a mianowicie – jak

umocować lejek podczas sączenia, lub też – na czym postawić naczynie z wodą do ogrzewania.

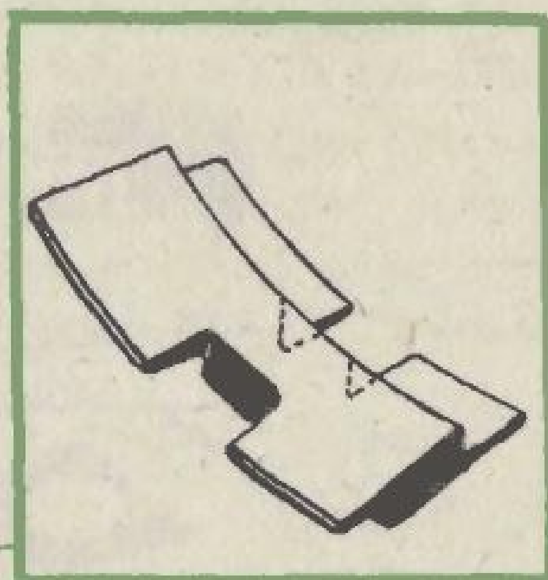
Mimo bowiem posiadania już źródła ciepła nie wszystkie trudności techniczne zostały usunięte. Dlatego też, zanim przystąpimy do dalszych doświadczeń z rozdzielaniem i oczyszczaniem ciał, musisz najpierw wzbogacić swoje laboratorium o parę dalszych ważnych i niezbędnych we wszelkich pracach przyrządów pomocniczych.



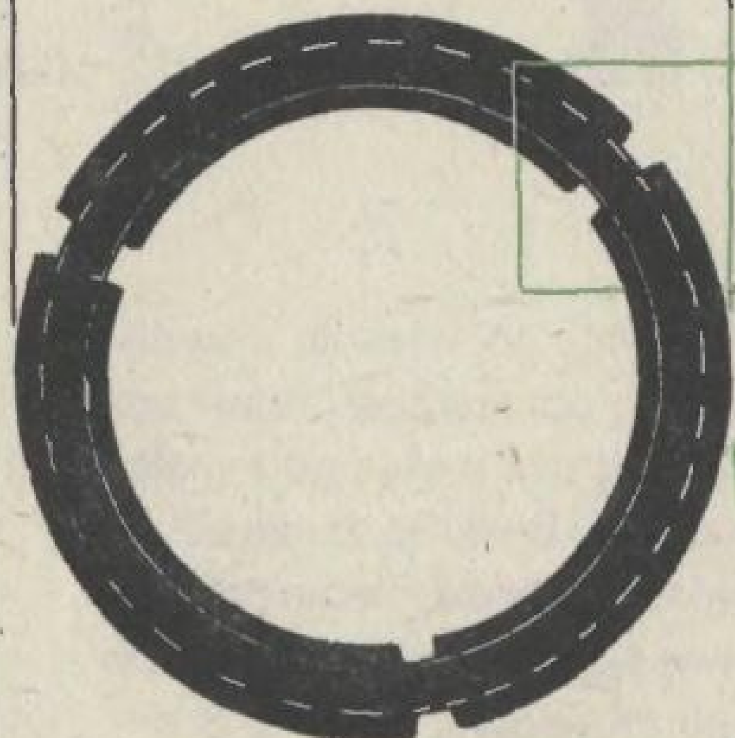
Obywatel Trójnóg

Zacznijmy od tzw. trójnogu. Na nim to właśnie chemik stawia wszelkie naczynia podczas ich ogrzewania. Własnym przemysłem żelazny trójnóg najłatwiej jest wykonać z małej fajerki kuchennej o średnicy 12–16 cm i drutu żelaznego 2–3 mm. Zależnie od wysokości posiadanego przez Ciebie palnika gazowego czy lampki spirytusowej dobierasz tak wysokość trzech nóżek, aby krążek trójnogu znajdował się o 6–8 cm ponad górną krawędzią rurki palnika.

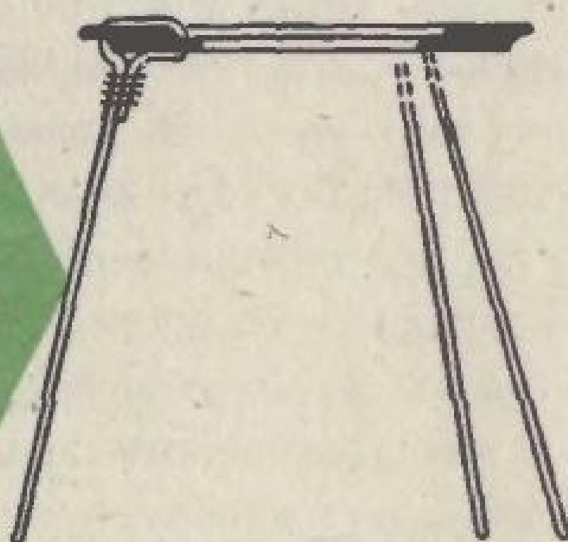
Zasada jest taka, że palnik gazowy może być za niski, a nigdy za wysoki. Podłożyć bowiem kawałeczek deseczki pod podstawkę nie jest żadną filozofią. Jeżeli jednak odległość pomiędzy palnikiem a krążkiem trójnogu jest zbyt mała, nie możemy wówczas wykorzystać najgorętszej części płomienia gazowego. Z kolei rozstawienie nóżek musisz tak dobrać, aby trójnóg stał pewnie i nie był wywrotny. Niewywrotny, pewny w pracy jest „trójnóg" o czterech nogach, który jest za to



12-16 cm



TRÓJNÓG



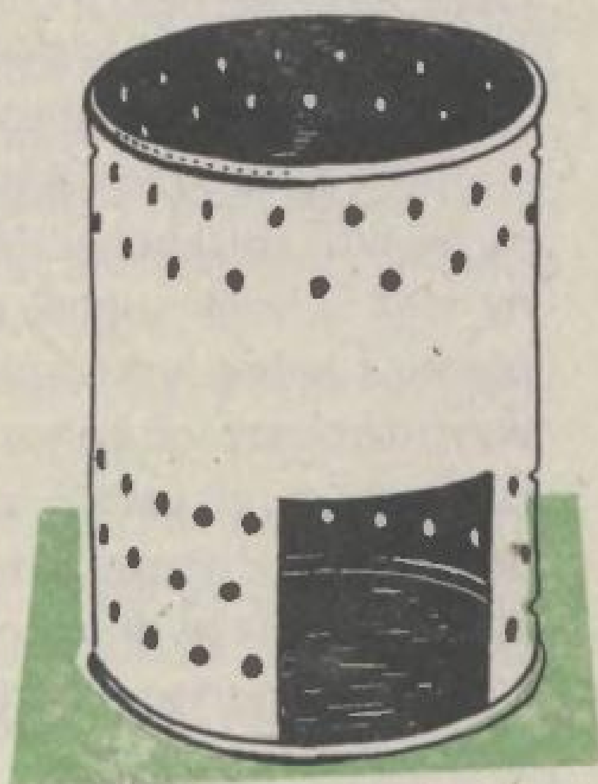
2-3mm

trudniejszy w wykonaniu, gdyż trzeba dużo staranniej dobrać długość jego „kończyn".

Gdy nie posiadasz żelaznej fajerki, trójnóg możesz wykonać jeszcze inaczej. W tym celu postaraj się o blaszaną, kilogramową puszkę po konserwach. Z boku puszki, tuż przy dnie, wytnij w blasze prostokątny otwór, taki aby swobodnie przeszła przezeń lampka spirytusowa lub palnik gazowy. Następnie na wysokości około 1/3, licząc od dna, w blasze trzeba wykonać gęsto otwory wielkości średnicy ołówka i takie same otwory w jednym rzędzie tuż przy górze puszki. Otwory te są oczywiście potrzebne dla prawidłowego ruchu powietrza.

I trójnóg jest gotowy. Co prawda nie posiada on tak jak prawdziwy trójnóg laboratoryjny 3 nóg, ale ponieważ spełniać będzie tę samą rolę, nazywać go więc będziemy trójnogiem.

Wspominałem Ci już, że zlewek czy też kolbek szklanych nie wolno nieruchomo ogrzewać bezpośrednio płomieniem, gdyż mogą one przy tym bardzo łatwo popękać. Naczynia te postawione nieruchomo ogrzewa się zwykle poprzez tzw. siatkę azbestową. Jeżeli tylko możesz, to kup sobie 2 nieduże takie siatki w sklepie z artykułami gospodarstwa domowego czy też w „1001 drobiazgów".



Jeżeli jednak nie masz takich możliwości, to wykonaj ją we własnym zakresie. Poszukaj więc kawałek gęstej siatki metalowej i



wytnij z niej kawałek większy o 5 cm od średnicy kółka Twego trójnogu. Gdy masz kawałek azbestu lub sznura azbestowego (można czasem dostać w warsztacie samochodowym), to namocz go w wodzie i rozdrobnij na gęstą papkę. Do papki tej dodaj na objętość taką samą ilość zarobionej wodą gliny (oczywiście bez grudek i kamieni), a potem całość starannie wymieszaj. Masę tę nakłada się cienką warstwą dwustronnie na środek siatki tak, aby powstał równy krążek o średnicy koła trójnogu. Po 24 godzinach schnięcia siatka jest gotowa.

Jeżeli nie masz i azbestu, na siatkę wystarczy nałożyć obustronnie bardzo cienką warstewkę gliny z dodatkiem drobnego piasku i soli kuchennej. W celu otrzymania takiej mieszaniny weź 5 łyżek suchej roztartej gliny, jedną łyżkę suchego piasku i jedną łyżkę soli kuchennej. Wszystkie te składniki wsyp do puszki po konserwach, po czym dodając po troszeczku wody, zarób całość na gęste ciasto. Ciasto takie musi być bez grudek. Przygotowaną mieszanką oklej, ale bardzo cienko, środek siatki drucianej. Uprzedzam Cię jednak, że siatka taka będzie gorsza od azbestowej i będziesz ją musiał co jakiś czas ponownie oklejać.

Kolęga Statyw

Teraz masz już gotowe pełne wyposażenie do ogrzewania, ale brakuje Ci jeszcze przyrządu do podtrzymywania różnych części aparatury. Takim uniwersalnym urządzeniem, używanym w każdym laboratorium, jest tzw. statyw z łapkami.

Statywy metalowe z łapkami należą do urządzeń kosztownych. Dlatego podam Ci sposób sporządzenia statywu bardzo prostego, który jednak zupełnie dobrze pomaga w pracy laboratoryjnej. Statyw taki widzisz na rysunku obok.

Weź średniej wielkości doniczkę glinianą i ustaw w niej prostopadle drewnianą kwadratową beleczkę ok. 3 cm × 3 cm, wysokości 70–80 cm. W beleczce tej nawierć na wylot w odległościach co 3 cm otworki o średnicy 6–8 mm.

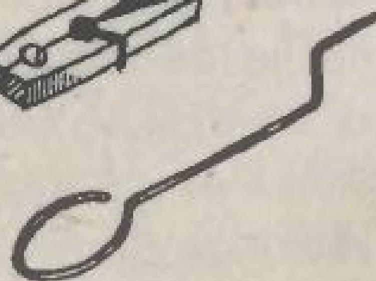
W celu łatwiejszego zamocowania jeden koniec Twojej belki możesz zaciąć w czopek, który wejdzie do otworu na dnie doniczki. Beleczkę obłóż kamykami, obsyp dokoła piaskiem, a następnie zalej taką ilością rzadkiego ciasta gipsowego (1 część gipsu na 3 części wody), aby warstwa gipsu sięgała poniżej brzegu doniczki na 1/2 cm. Pamiętaj, że piasek użyty do obsypywania beleczki jest suchy, więc będzie wciągał wodę jak gąbka. Dlatego wykonaj nieco więcej rzadkiego ciasta gipsowego, żeby Ci go nie zabrakło.

Statyw niestety niewiele będzie wart, jeżeli brak do niego kompletu odpowiednich łapek, kółek, uchwytów.

Najprostszą łapkę, przeznaczoną do przytrzymywania rurek o małej średnicy wykonasz wykorzystując sprężynowe uchwyty sprzedawane w sklepach z artykułami gospodarstwa domowego. Uchwyty takie, przeznaczone do mocowania suszącej się bielizny, powinny być z drewna lub bakelitu. Po

STATYW





1
2
3
4
WYPOSAŻENIE
STATYWU
3 cm
BELECZKA
DREWNIANA
3 × 3 cm
70-80 cm


KAMIENIE
i
PIASEK
ZALAĆ
GIASTEM
GIPSOWYM

rozebraniu odrysuj na kawałku listewki kształt jednej ze szczęk uchwytu, ale przedłuż jej nóżkę o około 10 cm. Nóżka ta, zastrugana na łagodny stożek, będzie wciskana w odpowiednie otwory beleczki statywu.

Po wycięciu narysowanej szczęki i jej założeniu z drugą krótszą otrzymasz już gotową łapkę.

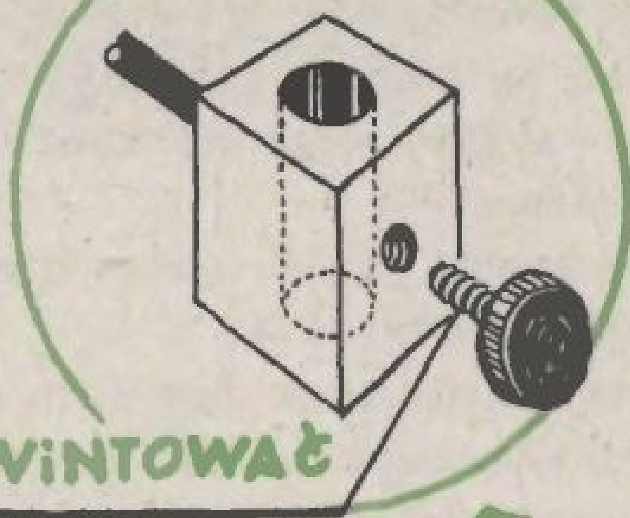
Radzę Ci, wykonaj takich łapek parę o różnej średnicy otworu szczęk. Dalej wykonaj dwa albo trzy odpowiedniej średnicy pręty drewniane z wkręconymi w jeden koniec metalowymi haczykami.

Często duże usługi oddaje też pierścień umocowany w statywie na różnych wysokościach. Pierścień taki o średnicy 6–10 cm wykonaj z 3–4 mm drutu stalowego. Ale ostrzegam Cię w tym przypadku przed wprowadzaniem racjonalizacji – drut musi być stalowy. Ja dobrze wiem, że błyszczący pierścień z aluminium lub miedzi byłby bardzo dekoracyjny, ale niestety nie nadawałby się on do naszych prac. Aluminium stopiłoby się w płomieniu palnika, natomiast miedź tak dobrze przewodzi ciepło, że pierścień ogrzewany z jednej strony powodowałby wypalanie się drewna beleczki statywu.

Nie radzę Ci również zmieniać kształtu zagięcia nóżki pierścienia. Jest on tak dobrany, aby zapobiec obróceniu się całego pierścienia w otworze beleczki. W innym przypadku podczas wykonywania jakiegoś doświadczenia pierścień się obróci i nieszczęście gotowe.

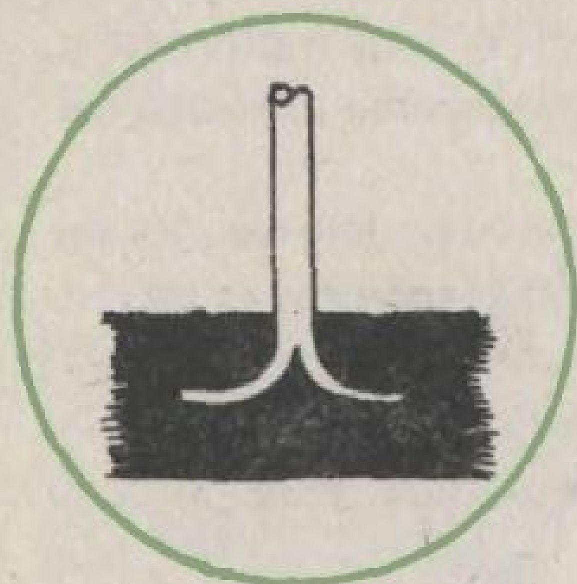
Jeszcze inną prostą konstrukcję statywu podaje rysunek na s. 55. Tu już jednak nie obejdzie się bez współpracy z jakimś zakładem ślusarskim. Jak widzisz na rysunku, kręgosłup statywu wykonany jest z okrągłego pręta metalowego. Jego średnica powinna wynosić 10–15 mm. Na pręt ten nakładany jest

STATYW





PODSTAWA ODLANA
Z OŁOWIU
W FORMIE GIPSOWEJ





z góry metalowy klocek. W klocku tym prostopadle do osi należy wywiercić otwór o średnicy 6–8 mm i nagwintować go. Śruba wkręcana w ten otwór będzie służyć do unieruchamiania klocka na pręcie w żądanym, zupełnie dowolnym miejscu.

Pozostałe wyposażenie statywu, jak łapki, pierścień i haczyk możesz wykonać tak, jak Ci to poprzednio opisałem.

Aby zapobiec brudzeniu się i korozji, radzę części drewniane oraz metalowe statywu pomalować lakierem chlorokauczukowym. Lakierem tym, odpornym na działanie kwasów i ługów, malowane są m. in. pasy i znaki drogowe na jezdniach.

Zakładamy hodowlę i rozmawiamy o solach

Po przeczytaniu tego tytułu zapytasz mnie na pewno, o jaką to hodowlę idzie? Czy będziemy hodować kijanki, króliki czy też może gołębie?

Nic podobnego. Co prawda hodowle takie bywają bardzo interesujące i pożyteczne, ale są to sprawy dla zoologów. My jesteśmy chemikami, będziemy więc prowadzić hodowle chemiczne.

Co chemik może hodować? O, coś bardzo pięknego, mianowicie kryształy. Któż nie widział pięknego brylantu, niebieskiego szafiru, czerwonego rubinu? Te wszystkie drogie kamienie to



przecież właśnie kryształy. Oczywiście otrzymywanie tych drogich kamieni to zajęcie dla dorosłych chemików posiadających wielkie pracownie i skomplikowaną aparaturę. W Polsce szlachetne kamienie, mianowicie rubiny i szafiry, produkuje się sztucznie w Hucie Aluminium w Skawinie. Jednak okazuje się, że i młody chemik może hodować i otrzymywać kryształy, tylko że inne, prostsze, tańsze.

Nim jednak przystąpimy do założenia hodowli, najpierw musisz przygotować odpowiednie przyrządy i narzędzia.

Dykta, fartuch, lampka, trójnóg, wszystko teraz wyciągasz, no i oczywiście statyw wraz z łapkami.

Najpierw wyjaśnię Ci, na czym polega hodowanie kryształów. Jeśli w wodzie rozpuści się np. chlorek sodowy* i naczynie pozostanie otwarte, to woda pocznie z niego parować. W naczyniu jest więc coraz mniej wody. Gdy wreszcie przekroczona zostanie granica rozpuszczalności chlorku sodowego w wodzie, poczyna się on wytrącać i osadzać na dnie naczynia pod postacią początkowo maleńkich kryształków. Z czasem kryształki te rosną i dojść mogą do bardzo dużych rozmiarów, pod warunkiem jednak, że wyparowywanie wody odbywa się bardzo powoli.

---

* Obecnie w wielu publikacjach zarzuca się używanie form przymiotnikowych w nazwach związków nieorganicznych, stosując jednocześnie nową nomenklaturę chemiczną, wg której na końcu nazwy użytej w formie rzeczownikowej umieszcza się, w nawiasie rzymską numerację wartościowości pierwiastka w związku np.

$NaCl$ – chlorek sodu (I)
Cu_2O – tlenek miedzi (I)
CuO – tlenek miedzi (II)
MnO – tlenek manganu (II)
MnO_2 – tlenek manganu (IV)
Mn_2O_7 – tlenek manganu (VII)
$FeCl_2$ – chlorek żelaza (II)
$FeCl_3$ – chlorek żalaza (III)

Widzę, że coś kręcisz głową. Dobrze, w takim razie przerywam, żeby wyjaśnić Ci powstałą niejasność.

Chodzi Ci o nazwę – chlorek sodu, której użyłem zamiast potocznie używanej – sól kamienna.

Trudno, mój kochany, musisz się z tym pogodzić i do tego przyzwyczaić, że w chemii do dziś dnia nie wszystkie nazwy są całkowicie jasne. Co tu dużo ukrywać, w tej dziedzinie jest sobie taki mały bałaganik, gdyż ciągle jeszcze pokutują stare zwyczajowe, często nic nie mówiące nazwy związków. Jeżeli bowiem powiem Ci, weź *x* gramów chlorku amonowego, to Ty wiesz doskonale, iż chodzi mi o biały proszek, którego wzór chemiczny ma postać: NH_4Cl.

Kłopoty zaczynają się dopiero wtedy, gdy przeczytasz nazwy: sól, sól kamienna, sól kuchenna. Tak, doprawdy, trudno jest się domyślić, iż chodzi tu o jeden i ten sam związek chemiczny, a mianowicie o chlorek sodowy – NaCl. Pociesz się jednak, że jeszcze 40–50 lat temu w tych wszystkich nazwach był jeszcze o wiele większy bałagan. Trudno się nam dziś nawet domyślić, że np. pod nazwą witriolu miedzi lub sinego kamienia krył się siarczan miedziowy, że wyskok rogu jeleniego, to chlorek amonowy, zaś sublimat to bardzo silna trucizna, chlorek rtęciowy.

Na szczęście te stare, nic nie mówiące nazwy zwyczajowe powoli zamierają i są zastępowane przez jednoznaczne, proste nazwy chemiczne.

Powracając do naszego królika doświadczalnego, czyli właśnie soli kamiennej, trzeba dodać, że z nazwą tą wiąże się jeszcze dodatkowa komplikacja. Jeżeli bowiem powiesz w domu „proszę o sól", to dadzą Ci białe, słone kryształki, NaCl.



Tymczasem, gdy z tą samą prośbą zwrócisz się do chemika, to on mógłby sobie urządzić Twoim kosztem niezłą zabawę. Mianowicie na prośbę o sól podałby Ci drobniutkie białe kryształki, ale wcale nie słone, lecz okropnie piekące lub strasznie gorzkie. I co tu jest najważniejsze, chemik-kawalarz byłby całkowicie w porządku. Podał Ci bowiem sól, a że jest ona niejadalna, to już Twoja wina, a nie jego. Przecież nazwą sól określamy w chemii wszystkie związki powstające przy zobojętnianiu kwasów wodorotlenkami oraz otrzymywane przy roztwarzaniu metali lub ich tlenków w kwasach.

A więc solą jest spożywczy chlorek sodowy – $NaCl$, i piekący azotan potasowy – KNO_3, jak też i gorzki, stosowany w medycynie siarczan magnezowy – $MgSO_4$.

Dlatego też, aby na przyszłość uniknąć omyłek i nieporozumień, umawiamy się, że będziemy używali zawsze tylko nazw chemicznych.

Po załatwieniu ważnych spraw językowych powracamy teraz do zakładania naszej hodowli kryształów chlorku sodowego.

Hodowanie kryształów rozpoczniemy po pierwsze od dokładnego oczyszczenia chlorku sodowego i wykonania z niego nasyconego wodnego roztworu, z którego powoli powstawać będą duże, ładne kryształy.

Ba, ale Ty przecież nie wiesz jeszcze, co to jest roztwór nasycony.

A więc np. chlorek sodowy rozpuszczasz w wodzie. W 100 cm³ wody rozpuści się go łyżka, dwie, trzy. Ale 5 już nie. Dlaczego? Bo każde ciało w danej temperaturze ma swoją określoną rozpuszczalność. Naszego chlorku sodowego w 100 cm³ wody o temperaturze pokojowej rozpuścić można najwyżej 37 g, więcej się nie rozpuści, żeby tam nie wiem co. Chyba że wodę ogrzejesz, wtedy to już co innego.



Roztworem nasyconym nazywamy taki roztwór, w którym przy danej temperaturze nie rozpuści się już więcej ani jeden kryształek, ani jeden gram danego ciała.

A teraz dobrze uważaj. Rozpuszczalność w wodzie niemal wszystkich ciał wzrasta wraz z temperaturą.

Oto przykłady. W 100 cm³ wody rozpuszcza się:

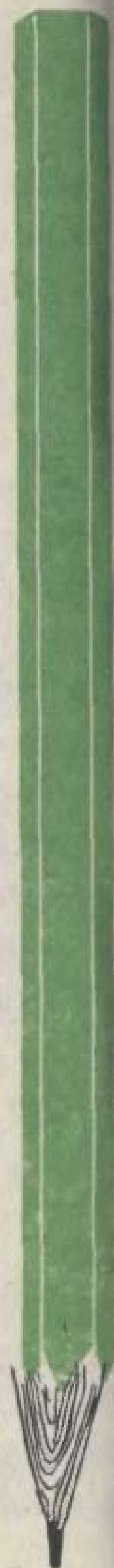
	w temp. 100°C	w temp. 0°C
azotan srebrowy – $AgNO_3$	122 g	952 g
węglan sodowy (soda) – Na_2CO_3	21 g	421 g
siarczan miedziowy – $CuSO_4$	30 g	203 g
chlorek sodowy – NaCl	35 g	39 g.

OŁÓWEK SŁUŻY DO PISANIA

Jeżeli więc w temperaturze 100°C sporządzisz nasycony roztwór jakiegoś ciała, to w miarę stygnięcia roztworu rozpuszczalność maleje, a tym samym nadmiar nierozpuszczalnego już w tej temperaturze ciała zostaje wydzielony w postaci czyściutkich kryształów.

Musisz teraz odmierzyć porcję około 60 g chlorku sodowego. Nie martw się, że nie masz wagi, opis jej wykonania podam w następnym rozdziale. Chwilowo więc skorzystaj z najbliższej dostępnej wagi. Sól tę przesyp do zlewki i wlej do niej 200 cm³ gorącej wody. Zlewkę postaw na siatce azbestowej leżącej na trójnogu, zapal lampkę lub palnik gazowy i ogrzewaj, często mieszając zawartość zlewki, aż do wrzenia.

O nie, mój kochany. Ołówek służy do pisania, a nie do mieszania w zlewce. Postaraj się i to zaraz o pręciki lub cienkie rurki szklane. Po obtopieniu końców pręcika lub zatopieniu wylotu rurki, otrzymasz właściwe narzędzie do mieszania w zlewkach.



A NIE DO MIESZANIA W ZLEWCE

W czasie gdy woda grzeje się w zlewce, przygotuj 0,5-litrowy czysty i suchy słoik, dalej lejek z sączkiem bibułowym i statyw z łapką lub pierścieniem. W łapie statywu lub pierścieniu zamocuj lejek z sączkiem.

Po całkowitym rozpuszczeniu się chlorku sodowego oraz po zagotowaniu powstałego roztworu przesącz go przez sączek. Aby uniknąć stygnięcia, zlewkę z resztką nie przesączonego jeszcze roztworu ogrzewaj lekko na siatce.

Przypatrz się teraz przesączowi, jest klarowny jak łza, natomiast na sączku pozostał jakiś szary osad. Są to właśnie zanieczyszczenia, które oddzieliłeś od chlorku sodowego.

Gdy przesączony roztwór już ostygnie, musimy w nim zawiesić na nitce kryształek chlorku sodowego. Będzie to egzamin dla Twojej pomysłowości i zręczności.

Słoik nakryj czystą deseczką lub płytką szklaną i odstaw na półkę. Hodowla jest już założona.

Teraz, jak każdy dorosły chemik, umyj po pracy naczynia, ułóż je na przeznaczone dla nich miejsca i uzupełnij dzienniczek.

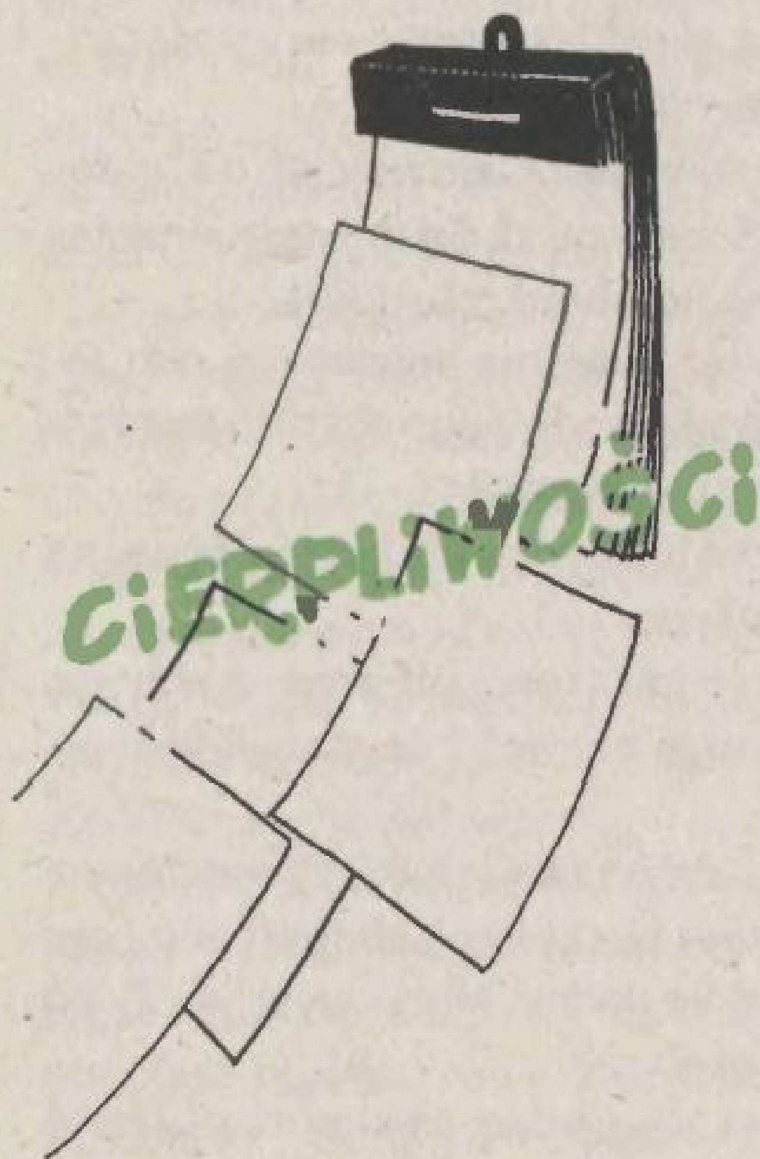
W miarę odparowywania wody na kryształku zawieszonym w słoiku osiadać będzie powolutku chlorek sodowy. Po paru tygodniach rośnięcia otrzymasz ładny, duży kryształ. Tylko należy mieć trochę cierpliwości.

Jeżeli bowiem pospieszysz się, i przez całkowite odkrycie słoika spowodujesz szybkie parowanie wody z roztworu, wówczas zamiast jednego dużego pięknego kryształu, otrzymasz na dnie słoika biały piaseczek utworzony z maleńkich kryształków.

Dlatego też apeluję do Twej cierpliwości. Otrzymanie dużego, co najmniej wielkości laskowego orzecha, kryształu chlor-

ku sodowego będzie Twoim pierwszym, wstępnym egzaminem na chemika.

Egzamin ten, w razie potrzeby, można oczywiście powtórzyć.



TRZEBA JEDNAK POCZEKAĆ PARĘ TYGODNI



SZTUKA ROZDZIELANIA
CZĘŚĆ DRUGA

Do probówki wlej wodę i wpuść do niej parę kropel atramentu oraz wrzuć parę kryształków chlorku sodowego.

W jaki sposób można by teraz taką słoną i niebieską wodę oczyścić?

Proponujesz znane Ci już sączenie. Spróbuj, ja osobiście nie mam nic przeciwko temu. Jednak szybko się przekonasz, że w tym przypadku ta metoda jest zupełnie bezużyteczna. Mianowicie woda po przejściu przez sączek z bibuły będzie nadal niebieska i... słona.

Sączenie tu nie zdaje egzaminu, bo mamy do czynienia nie z zawiesinami, lecz z roztworami, czyli z ciałami rozpuszczonymi w wodzie. Sączek z bibuły może zatrzymać tylko cząstk ciał stałych zawieszonych w wodzie. Natomiast chlorek sodowy czy też jakiś inny związek, rozpuszczając się w wodzie, rozpada się na tak małe cząsteczki, że bibuła nie może ich zatrzymać, podobnie jak nie może zatrzymać cząsteczek wody.

Dlatego roztworów nie można rozdzielać przez sączenie.

Nie oznacza to jednak, że w przypadku roztworów jesteśmy zupełnie bezradni. Nic podobnego, wystarczy zaprząc do pracy ciepło.

Wlej więc z powrotem do probówki ten słony, niebieski roztwór, po czym zamknij ją szczelnie korkiem z przechodzącą przezeń rurką szklaną. Całe to urządzenie musisz umocować na statywie tak, aby pod probówkę można było podstawić lampkę spirytusową lub palnik gazowy. Z kolei, żeby rurki szklanej nie narażać na zginanie, trzeba ją na końcu czymś podeprzeć.

A cóż to takiego ten korkobor?

Zanim opiszę Ci dalszy przebieg tego doświadczenia, musisz chwileczkę zająć się Twoimi korkami i wierceniem w nich otworów.

Pozornie jest to sprawa tak błaha, że wprost szkoda na nią czasu. A jednak w praktyce nie jest to wcale takie proste.

Do prac swoich używać możesz korków gumowych, tzw. igelitowych, czyli z polichlorku winylu, oraz tych właściwych (tradycyjnych) z drewna korkowego.

Czy wiesz, co trzeba zrobić, aby korek (ten korkowy) był miękki i szczelnie zamykał otwór?



Trzeba go wygnieść. W dużych laboratoriach chemicznych używa się do tego specjalnych maszynek. W Twoim natomiast przypadku radzę korek położyć na stole, przykryć deseczką i wałkować go silnie naciskając przez parę minut. Po takim zabiegu korek staje się miękki i nabiera elastyczności.

A teraz sprawa stokroć trudniejsza – wiercenie otworów w korkach. Każdy otwór musi być równy i nie za duży, aby zapewnić szczelność w miejscu przechodzenia rurki, a co najważniejsze, trzeba uważać, aby korek podczas wiercenia po prostu nie pękł.

W zwyczajnym korku otwór możesz wiercić w następujący sposób. Na początek ostrym gwoździem lub zaostrzonym grubym drutem przebijasz na wylot korek wzdłuż. Teraz w tak powstały otworek wkładasz okrągły pilniczek i obracając powoli korek rozpiłowujesz w nim odpowiedniej już średnicy otwór.

Przyznaję, że jest to praca nudna i żmudna, ale za to nie wymaga specjalnych narzędzi i otwór wygląda zupełnie przyzwoicie, nie jest poszarpany jak w korkach, które próbo-

wałeś sam przedziurawić scyzorykiem, nim zabraliśmy się do tego wspólnie.

W opisany sposób nie da się niestety wiercić otworów w korkach igelitowych czy gumowych. Tu już nie obejdzie się bez specjalnych urządzeń, tzw. korkoborów.

Tę szumną nazwę nadali chemicy cienkościennym rurkom o zaostrzonych z jednej strony krawędziach. Piszę w liczbie mnogiej „rurkom", gdyż trzeba koniecznie posiadać ich kilka o różnych średnicach.

Chcąc już teraz wywiercić otwór, ostry koniec rurki zwilżasz roztworem mydła i kręcąc wciskasz ją w korek. Ostra krawędź tnie wtedy stopniowo gumę i rurka zagłębia się w korek. Po przewierceniu już połowy wysokości korka rurkę warto wyjąć, zwilżyć znowu roztworem mydła i kręcąc wciskać dalej, aż korkobor przejdzie na wylot. Aha, i jeszcze jedna praktyczna rada – korek podczas wiercenia otworów oprzyj w pozycji stojącej na kawałku deseczki, aby, gdy rurka przetnie już korek na wylot, nie zniszczyć stołu.

Tak więc musisz postarać się koniecznie o parę metalowych rurek różnej średnicy i wykonać z nich dla siebie komplet korkoborów.

UWAGA

RURKI RÓŻNYCH ŚREDNIC / TZW. SKUWKI / DOSTANIESZ W SKLEPIE WĘDKARSKIM

Oczywiście, aby korkobory dobrze służyły, trzeba stępione krawędzie co jakiś czas ostrzyć pilniczkiem.

Sporą chwilę zajęła nam ta rozmowa o korkach, ale są to doprawdy sprawy podstawowe, i co najważniejsze, przydające się niemal każdego dnia w pracy laboratoryjnej. Wobec tego możemy już powrócić do naszego problemu oczyszczania niebieskiej i słonej wody.

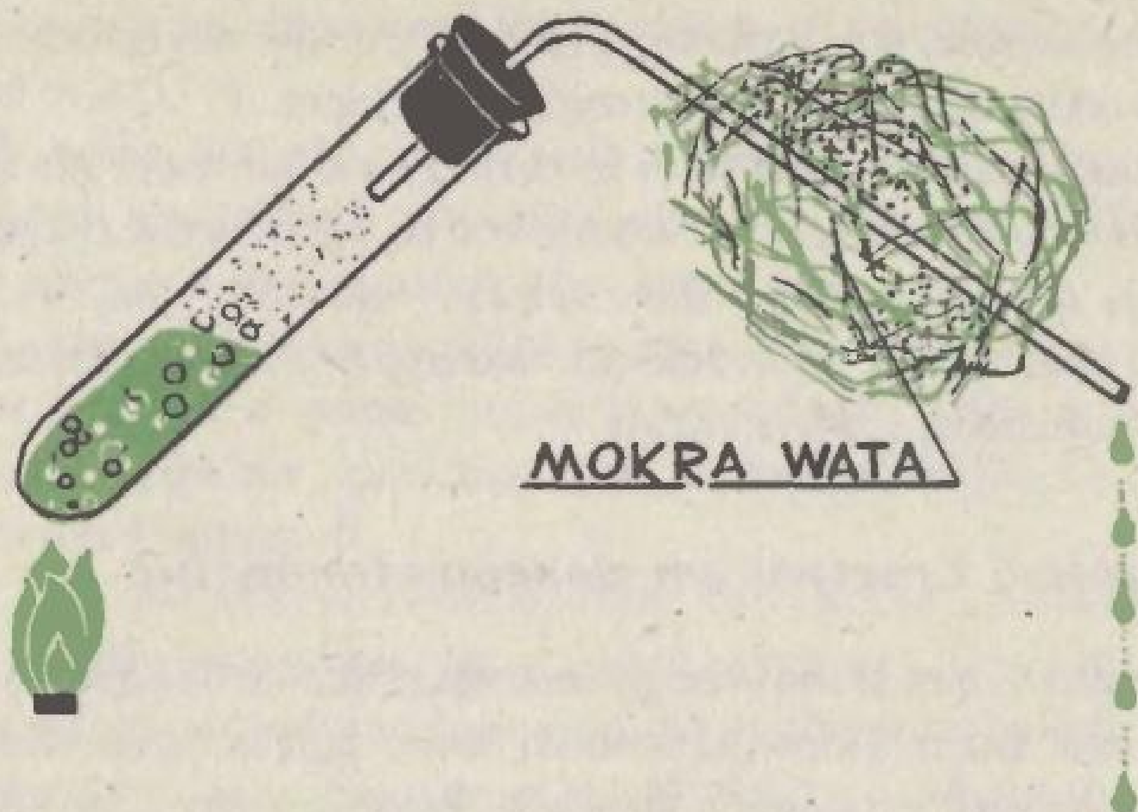
Co zrobić z roztworem słonego atramentu?

Probówkę ze słoną wodą zamkniętą ślicznie dopasowanym korkiem, przez który przechodzi lekko zgięta rurka szklana, masz już zamocowaną w statywie. Teraz na rurkę połóż płatki mokrej waty, a pod wylot rurki podstaw małą zleweczkę. Zapal lampkę spirytusową lub palnik gazowy i trzymając go w ręku zacznij ogrzewać probówkę od spodu. Pamiętaj, że płomienia nie wolno nigdy długo trzymać w jednym miejscu. Płomień trzeba przesuwać pod probówką powolnym ruchem wahadłowym. Po paru minutach ogrzewania ciecz w probówce zacznie wrzeć. Zaobserwujesz wówczas, iż z końca rurki poczną kapać pojedyncze krople zupełnie bezbarwnej cieczy.

Gdy w zleweczce zbierze się już trochę tej cieczy, z łatwością przekonasz się, że jest to zupełnie czysta woda. Nie posiada ona barwy niebieskiej, nie jest też wcale słona.

Masz wielką ochotę polizać palec umoczony w cieczy, która zebrała się w zleweczce. Oczywiście, możesz jej skosztować. Jeżeli tylko podstawiłeś zupełnie czystą zleweczkę, to obecnie znajduje się w niej prawdziwa woda destylowana.

W tym prostym doświadczeniu oczyściliśmy wodę przez destylację. Mianowicie ogrzana do 100°C woda w probówce



zamienia się w parę. Oczywiście para wodna wolna jest od cząsteczek chlorku sodowego, jak też i barwnika atramentowego, które – jako nielotne – pozostają w warstwie cieczy w probówce. Gorąca para wodna dostaje się następnie do rurki szklanej. Ponieważ rurka ta od zewnątrz jest chłodzona mokrą watą, para oziębiając się ulega skropleniu. W rezultacie więc po destylacji w probówce pozostanie cała sól i atrament, natomiast w zleweczce zbierze się zupełnie czysta, destylowana woda. W ten sposób oczyścić można nie tylko wodę, ale i wiele innych cieczy.

Albo inny przykład. Masz mieszaninę acetonu z wodą. Tymczasem wiadomo, że celuloid rozpuszcza się tylko w czystym acetonie. Aby więc otrzymać niezbędny dla celuloidu rozpuszczalnik, musimy aceton oddzielić od wody, i tu też trzeba zaprząc do pomocy destylację.

WRZE JUŻ W TEMPERATURZE 56°C

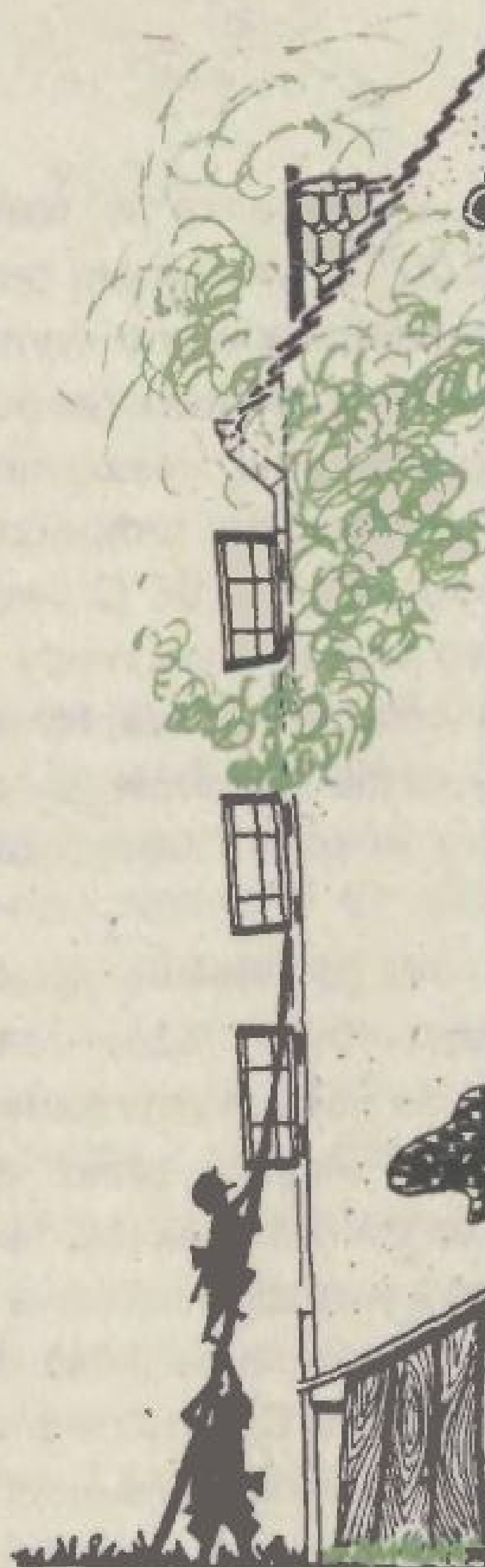


Woda wrze w temperaturze 100°C, tymczasem temperatura wrzenia acetonu wynosi 56°C. Dlatego też podczas powolnego ogrzewania mieszaniny woda-aceton, gdy temperatura przekroczy już 56°C, aceton jako znacznie od wody lotniejszy i wrzący w niższej temperaturze, zacznie gwałtownie zamieniać się w parę i opuszczać naczynie.

Na tej właśnie zasadzie, wykorzystując różne temperatury wrzenia benzyny, nafty i rozmaitych olejów, przez destylację rozdziela się tak skomplikowaną mieszaninę setek związków, jaką jest ropa naftowa.

Rozdzielanie przez destylację mieszaniny acetonu z wodą podałem Ci jedynie przykładowo. Aceton jest cieczą bardzo łatwo palną, więc pracując z nim trzeba zachować szczególną ostrożność. O tym, jak się powinno ogrzewać łatwo palne ciecze, porozmawiamy sobie obszerniej za chwilę.

Chwilowo chyba zgodnie stwierdzamy, iż urządzenie, jakim się przed chwilą posługiwałeś, było bardzo prymitywne i przeznaczone do oczyszczania tylko niewielkich próbek substancji. Tymczasem w pracach naszych często zachodzić będzie konieczność przedestylowania większych ilości cieczy. Dlatego to przystąp teraz do wykonania chłodnicy, która zastąpi tę prymitywną rurkę ochładzaną mokrą watą.



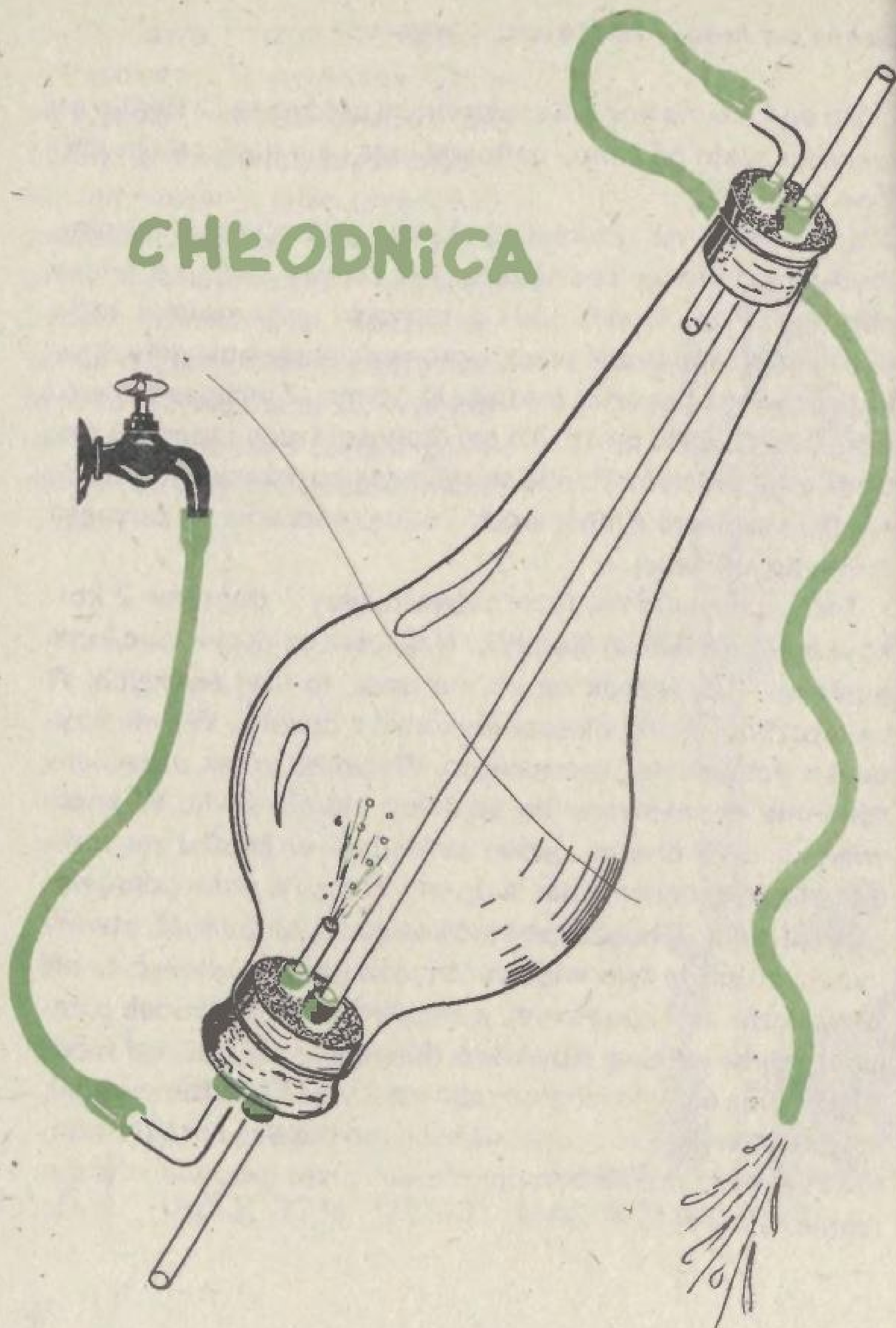
UWAGA! ACETON JEST ŁATWOPALNY

Szkło od lampy naftowej – wystąp!

Do wykonania domowej chłodnicy potrzebne Ci będzie po pierwsze szkło od lampy naftowej oraz parę rurek szklanych i dwa korki.

Jak widzisz na rysunku obok, tzw. płaszczem chłodnicy, czyli jej obudową zewnętrzną jest zwykłe szkło od lampy naftowej. Przez środek szkła przechodzi rurka szklana, którą będziesz przepuszczać przeznaczone do skraplania pary. Rurka ta powinna posiadać średnicę 8–10 mm. Z takiej samej rurki utnij dwa kawałki po 10–15 cm długości każdy i zegnij je oba pod kątem prostym. To one służyć będą do doprowadzania do wnętrza płaszcza zimnej wody i odprowadzania na zewnątrz wody już ogrzanej.

Teraz następuje moment najważniejszy – dobranie 2 korków o odpowiedniej średnicy. Najlepsze są oczywiście korki gumowe. Gdy jednak takich nie masz, to użyj zwykłych. W ostateczności korki możesz wykonać z drewna. W tym przypadku postępujesz następująco. Wycinasz korek drewniany starannie dopasowany do średnicy otworu szkła. W korku wiercisz dwa otwory, jeden dokładnie w środku na rurkę główną do skraplania par, a drugi z boku, na rurkę odprowadzającą wodę. Chcąc zapewnić konieczną szczelność, otwory musisz zrobić o tyle większe, by można było włożyć w nie kawałeczek rurki gumowej, a dopiero przez jej środek przecisnąć rurkę szklaną. Aby korek drewniany nie nasiąkał wodą (pęcznienie drewna mogłoby spowodować rozsadzenie szkła), musisz go wykonać z zupełnie suchego drewna i przed zmontowaniem dokładnie zaimpregnować przez gotowanie w parafinie.


CHŁODNICA



Do blaszanej puszki po konserwach wsyp pokrojoną na kawałki świecę i puszkę ogrzewaj aż do całkowitego stopnienia parafiny. Gotowy drewniany korek z przewierconymi już otworami włóż do puszki z gorącą parafiną, a ponieważ drewno w parafinie pływa, korek trzeba patyczkiem przycisnąć, aby cały się zanurzył. Zaczyna się wówczas uchodzenie maleńkich pęcherzyków. Jest to powietrze nagromadzone w porach drewna. Drewniany korek musisz tak długo trzymać w gorącej stopionej parafinie, dopóki nie ustanie uchodzenie pęcherzyków powietrza. Im silniej będzie ogrzana parafina, tym lepiej i szybciej zaimpregnowany zostanie korek.

A teraz w otworach zaimpregnowanego korka drewnianego umieść małe odcinki miękkich rurek gumowych i nareszcie możesz przystąpić do montowania chłodnicy.

Zacznij od wciśnięcia w otwory korków obu krótkich zgiętych rurek szklanych, oczywiście w każdy korek po jednej. Aby

rurka szklana łatwiej wchodziła w korek gumowy lub igelitowy, posmaruj ją cienko gliceryną.

Teraz przez środkowy otwór jednego z korków przeprowadź długą rurkę szklaną. Koniec tej rurki powinien wystawać ok. 12 cm poza zewnętrzną krawędź korka. Na dłuższy koniec rurki nakładasz teraz szkło od lampy naftowej i drugi korek. Następuje czynność najtrudniejsza, złączenie całości korkami.

Ostrzegam Cię przy tej okazji, że szkło jest kruche i bardzo „nie lubi" wszelkiego zginania lub rozciągania na zimno. Natomiast nieobtopione, potłuczone „pasjami lubi" kaleczyć palce. Jeden nieostrożny, zbyt gwałtowny ruch i wielogodzinna praca idzie na marne. Nie życzę Ci takiej straty, ale musisz ją realnie brać pod uwagę. Jeżeli ona nastąpi, to trzeba po pierwsze ustalić przyczynę wypadku i od razu zabrać się do robienia drugiej chłodnicy. Najlepiej od razu na początku kupić dwa szkła od lampy naftowej, robota lubi ludzi przezornych, ma jakoś dla nich większy szacunek.



OSTROŻNIE ZE SZKŁEM

Jeżeli udało Ci się za pierwszym razem zmontować całość, to w przypadku, gdy do budowy chłodnicy użyłeś korków zwykłych lub drewnianych, wszystkie złącza trzeba teraz uszczelnić przez zalanie ich grubo lakiem lub tzw. pakiem. Wosku ani parafiny nie polecam Ci, gdyż ciała te topią się w zbyt niskiej temperaturze.

Chłodnica w akcji

No, roboty z tą chłodnicą miałeś wiele i to, Twoim zdaniem, mało chemicznej, więc teraz dla odprężenia zajmiemy się znowu rozdzielaniem ciał.

Mamy oto do rozwiązania taki chemiczny problem. Trzeba rozdzielić mieszaninę składającą się z piasku, chlorku sodowego i kalafonii.

Zapewniam Cię, iż takiego typu zadania chemik musi rozwiązywać na co dzień.

Weź wobec tego 2 łyżki chlorku sodowego, 2 łyżki suchego piasku i jedną łyżkę drobno potłuczonej kalafonii. Teraz całość dokładnie wymieszaj i od razu pomyśl, jak tę mieszaninę najłatwiej będzie rozdzielić.

Przypomnę Ci, że spotkałeś się już z podobnymi problemami, tylko nieco prostszymi, prawda? Przecież nie tak dawno, wykorzystując reakcję rozpuszczania, zupełnie dobrze rozdzieliłeś mieszaninę piasku z chlorkiem sodowym. Spróbujmy więc i teraz zastosować metodę rozpuszczania i sączenia. Słucham, co mówisz? Aha! Co w czym rozpuszczać?

No, to zastanówmy się wspólnie, Chlorek sodowy rozpuszcza się w wodzie, a kalafonia i piasek nie.



KOLBA KULISTA /WYPUKŁODENNA/

O widzę, że już postanowiłeś. Świetnie, na początek z mieszaniny wydzielimy więc chlorek sodowy.

Całą naszą mieszaninę wsyp do zlewki, zalej ją 150 cm³ wrzącej wody, po czym długo i starannie mieszaj. Gdy roztwór już nieco ostygnie, a piasek opadnie na dno, przesącz roztwór przez duży sączek z bibuły. Na sączku pozostanie nierozpuszczona kalafonia oraz piasek. Natomiast chlorek sodowy w postaci klarownego roztworu zbierze się w osobnym naczyniu.

Roztwór ten wlej do parowniczki i powoli ogrzewając na siatce azbestowej, staraj się go jak najsilniej zagęścić. Po odparowaniu wody w parowniczce pozostanie czysty chlorek sodowy. Zeskrob go dokładnie do innej parowniczki i przemierz łyżką. Jeśli otrzymasz 1–1,5 łyżki chlorku sodowego, to znaczy, że pracowałeś dobrze i starannie, gdyż – jak mówią chemicy – otrzymałeś dobrą wydajność. Jest to znak, iż umiesz już rozpuszczać i sączyć. Jeśli zaś chlorku sodowego otrzymałeś mniej, no to trudno, trzeba jeszcze to doświadczenie powtarzać.



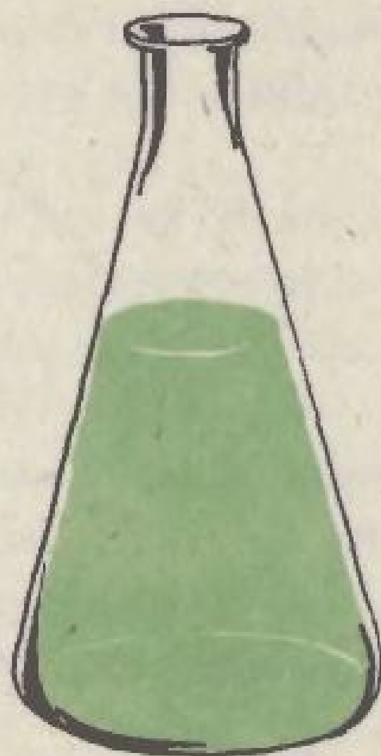
KOLBA PŁASKODENNA

Przyszła teraz kolej na mieszaninę kalafonii z piaskiem.

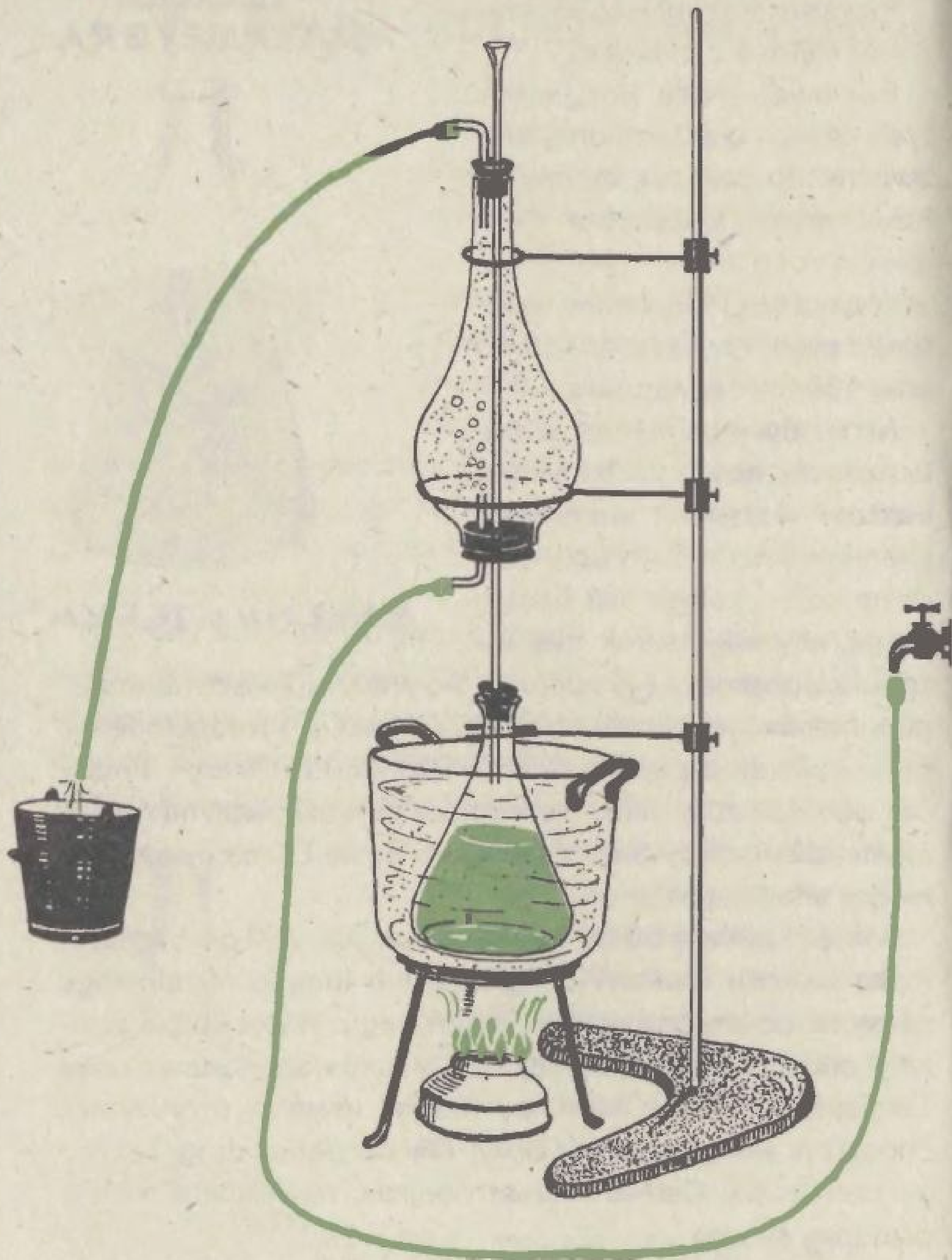
Ponieważ woda jest wobec tych dwóch ciał bezradna, wezwiemy do pomocy denaturat, który nieźle rozpuszcza kalafonię.

Wysuszoną mieszaninę kalafonii z piaskiem wsyp do kolbki i wlej 100 cm^3 denaturatu.

No i znów musimy zrobić małą przerwę, aby porozmawiać o bardzo ważnych naczyniach chemicznych, o kolbkach. Rodzina kolb i kolbek jest bardzo liczna, aby więc się w niej nie zgubić, przypatrz się rysunkowi. Do pracy w Twoim laboratorium najbardziej potrzebne są kolbki płasko- i wypukłodenne (albo kuliste), o pojemności 50, 100, 250 i 500 cm^3. Proszę Cię, abyś już od dziś nie mylił kolbek ze stożkowatymi naczyniami szklanymi zwanymi zlewkami Emila Erlenmeyera, albo krótko erlenmajerkami.



A więc kolbkę albo też erlenmajerkę, poj. 250 cm^3, ujmij w łapkę statywu i wstaw do garnka lub innego metalowego naczynia umieszczonego już na trójnogu. Wylot kolbki zamknij korkiem z otworem, przez który przechodzi pionowo rurka Twojej chłodnicy. Chłodnicę musisz również przytrzymać chociaż w jednym miejscu łapką, aby nie potłuc drogocennego urządzenia. Całość możesz obejrzeć na rysunku na poprzedniej stronie.



Teraz, gdy wszystko jest już gotowe,do garnka wlej wrzącą wodę, a do chłodnicy podłącz dopływ i odpływ wody. Sądzę, że nie trzeba chyba przypominać, iż zimna woda powinna dopływać do chłodnicy dołem, ogrzana zaś już w płaszczu uchodzić wylotem górnym.

Po wlaniu wrzątku zapal pod trójnogiem palnik lub lampkę spirytusową. Takie ogrzewanie kolbki z denaturatem w garnku z wodą zwane jest w języku chemików ogrzewaniem na łaźni wodnej (są też i inne łaźnie, ale o tym potem).

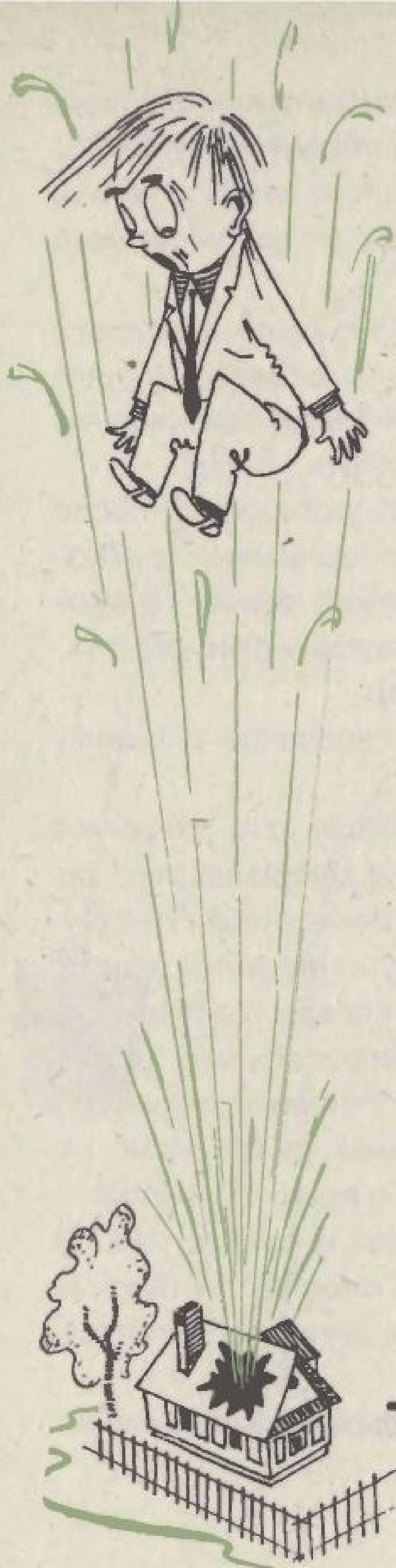
Następna czynność, jaką musisz teraz wykonać, to mocno sobie wbić w głowę, byle niezbyt ostrym narzędziem, że **alkoholu, acetonu i innych łatwo palnych cieczy (niskowrzących) nie wolno ogrzewać bezpośrednio płomieniem, lecz zawsze na łaźni wodnej.**

Ciebie tymczasem dziwi pionowe ustawienie chłodnicy nad kolbką z denaturatem.

Otóż w tym przypadku zastosowaliśmy tzw. chłodnicę zwrotną. Zadaniem takiej chłodnicy jest skraplanie par i zawracanie wkroplonej cieczy ponownie do naczynia. Stąd pochodzi i nazwa tak ustawionej chłodnicy – chłodnica zwrotna.

W naszym przypadku w denaturacie chcemy rozpuścić kalafonię. Rozpuszczanie kalafonii trwa długo, aby więc proces jakoś przyspieszyć, całość ogrzewamy. Ponieważ jednak denaturat łatwo paruje, musisz więc jakoś zabezpieczyć się przed jego stratami. W przeciwnym razie po 10–15 minutach ogrzewania niemal połowa zamienionego w parę denaturatu opuści Twoją kolbkę. Aby do tego nie dopuścić, w otworze korka zamykającego kolbkę osadza się pionowo chłodnicę, czyli właśnie chłodnicę zwrotną.

Przy tej okazji zawracania skroplonych par do kolbki chciał-



bym Cię przestrzec przed pewnym pomysłem racjonalizatorskim zrealizowanym przez jednego z Twoich kolegów. Otóż „racjonalizatorowi" temu nie chciało się po prostu wykonać chłodnicy. Gdy wykonywał doświadczenie, którym i my się teraz zajmujemy, zatkał po prostu wylot kolbki szczelnie korkiem gumowym, aby ...zapobiec uchodzeniu par denaturatu z naczynia.

Nietrudno się przecież domyślić, jaki koniec miało tak prowadzone doświadczenie. Oto zebrane w kolbce pary wskutek nadmiernego ciśnienia rozsadziły szkło i powstał niegroźny, na szczęście, pożar.

Jestem pewien, że Ty nie będziesz tak lekkomyślny i w celu niedopuszczenia do strat denaturatu stosować będziesz chłodnicę zwrotną.

Tymczasem zawartość kolbki już się ogrzała i denaturat zaczyna wrzeć. Przypatrz się więc, proszę, jak to pary tej cieczy skraplają się w chłodnicy i kropelki cieczy skapują z powrotem do wnętrza kolbki. Pa-

TAK SKOŃCZYŁ

„RACJONALIZATOR"



miętaj tylko, aby przez chłodnicę bez przerwy przepływał bardzo powolny strumień zimnej wody.

Po 20 minutach ogrzewania denaturatu do wrzenia palnik bądź lampkę spirytusową zgaś i przygotuj lejek z sączkiem. Lekko ostudzony roztwór przesącz do zlewki. Na sączku pozostanie piasek, który przenieś do parowniczki, wysusz i zmierz łyżką. Powinieneś go otrzymać co najmniej 1,5 łyżki.

W przesączonym roztworze pozostała więc jeszcze kalafonia. Chcąc ją stamtąd wydobyć, musisz teraz odparować denaturat.

Proponujesz, aby roztwór wlać do kolbki i ogrzewając na łaźni wodnej, oddestylować denaturat. Teoretycznie oczywiście można tak postąpić, ale ja czuję się w obowiązku powiedzieć Ci, że takie postępowanie będzie dla Ciebie niekorzystne. Mianowicie, po oddestylowaniu denaturatu, kalafonia pozostanie na dnie kolbki, skąd będzie ją bardzo trudno wydobyć, bo kalafonia doskonale trzyma się szkła. A więc, żebyś nie miał kłopotów z późniejszym usunięciem kalafonii i oczyszczeniem kolbki, radzę Ci, postąp tak:

Do parowniczki wlej swój roztwór i postaw ją na łaźni wodnej.

Aha. Zdaje mi się, że nie bardzo wiesz, o co właściwie chodzi. Otóż parowniczki są to takie półokrągłe miseczki: porcelanowe, szklane, srebrne lub nawet platynowe służące do szybkiego odparowywania cieczy. Oczywiście, parowni-

czki sam nie wykonasz, musisz więc ją nabyć. Parowniczki porcelanowe są bardzo tanie.

Powracając do naszego doświadczenia, zobaczysz już po kilkunastu minutach ogrzewania, że denaturat cały wyparuje, a na dnie pozostanie kalafonia. Jeśli natomiast nie chcesz utracić spirytusu i pragniesz koniecznie mieć kłopoty z czyszczeniem kolbki, to zastosuj chłodnicę, czego już nie muszę bliżej omawiać.

Łaźnia, ale nie rzymska

Wróćmy jednak teraz do Twojej łaźni wodnej, którą stanowił do tej pory garnek wypożyczony od mamy. W łaźni takiej łatwo jest ogrzać kolbkę lub erlenmajerkę, ale jak ogrzewać na niej małą i wywrotną parowniczkę?

Ponieważ przed zadaniem takim stajesz pierwszy, ale za to nie ostatni raz, radzę Ci zrezygnuj z tamtej prowizorki i postaraj się o zwykłą kilogramową puszkę po konserwach. Do puszki tej wykonaj z blachy parę przykrywek o różnej średnicy otworów. Jeden z tych otworów musi być taki, aby Twoja parowniczka wchodziła weń do $^3/_4$. Do puszki stojącej na trójnogu nalewasz gorącą wodę, dobierasz przykryweczkę z odpowiednim otworem i na pokrywce umieszczasz naczynie do ogrzewania.

Nie martw się, jeżeli np. parowniczka nie będzie zanurzona w wodzie, to może lepiej, woda nie będzie pryskała. Przecież z chwilą, gdy woda zagotuje się, uchodząca w górę para doskonale ogrzeje wiszące w otworze naczynko.

Wykonanie takiej łaźni wodnej jest bardzo proste, a przekonasz się, ile cennych usług odda Ci ona.

NASZE MIARY I WAGI



Waga sprężynowa

We wszystkich przepisach chemicznych, czy to będzie przepis na klej, zimne ognie czy jakikolwiek odczynnik, stale powtarzają się słowa: wziąć tyle to a tyle gramów, dodać tyle gramów itd. I chociaż często się zdarza, że odczynniki podane w takim przepisie są bardzo proste i dostępne w handlu, jak np. chlorek sodowy, to jednak doświadczenie „nie wychodzi", bo chemik-amator nie dysponuje wagą i dlatego używa ilości odczynników niezgodne z przepisem.

W niejednym domu znajduje się zwykła waga szalkowa, ale i tak jest z niej niewielki pożytek, bo jest zbyt mało czuła. W domu waży się najmniej 50–100 g, czyli 5–10 dag cukru czy może drożdży. Tymczasem Ty w swoich pracach najczęściej musisz ważyć zaledwie parę gramów różnych substancji, a takich ilości na zwykłych wagach szalkowych odważać się niestety nie da.

O tym, aby kupować wagę laboratoryjną, oczywiście nie ma mowy, bo jest zbyt droga. Jednak przy odrobinie pomysłowości i cierpliwości, a więc cechach, które powinien posiadać każdy chemik, możesz sam wykonać zupełnie niezłe wagi.

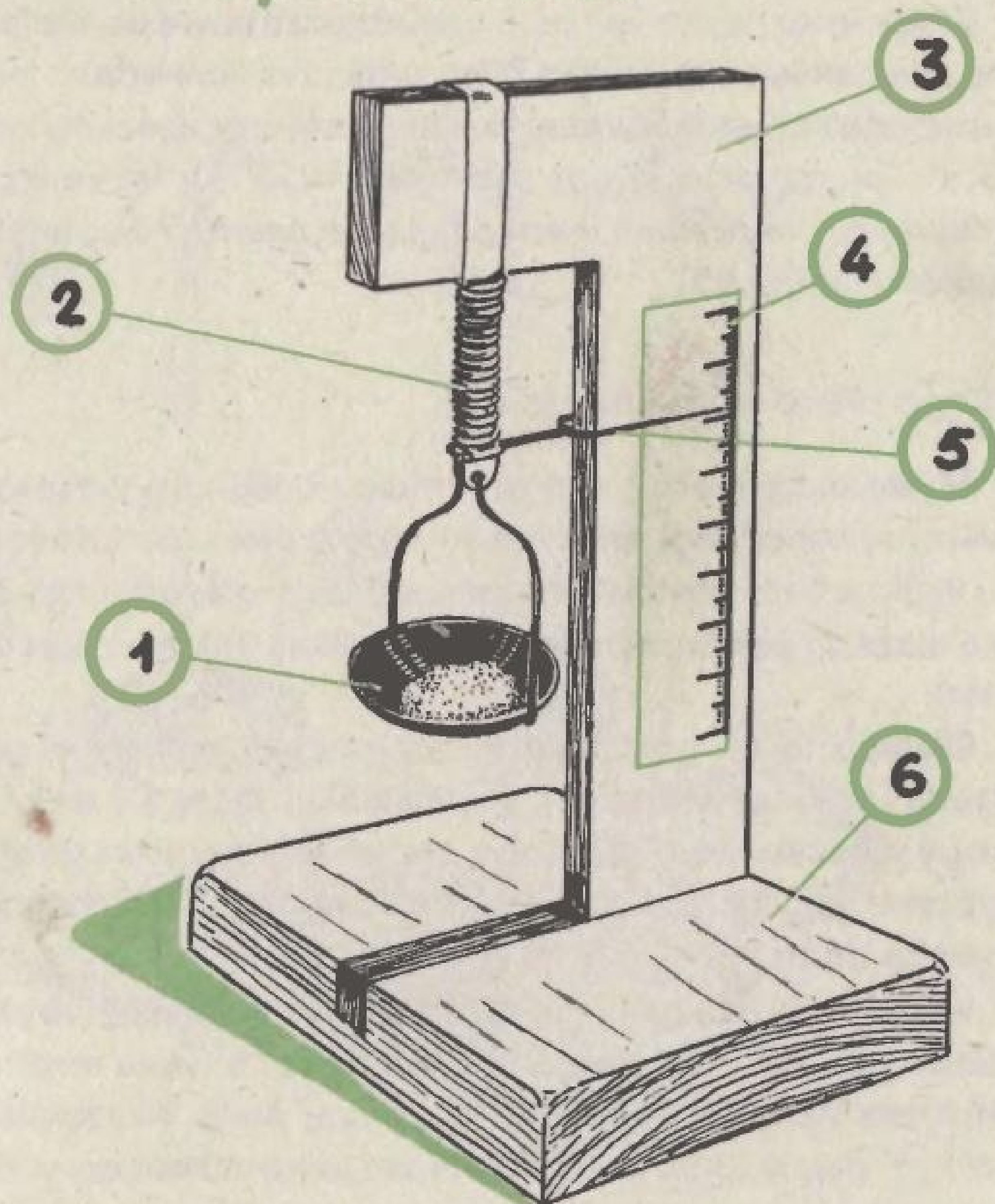
Zacznij od najprostszej, od wagi sprężynowej. Wagę taką widzisz na rysunku obok. Aby ją wykonać, musisz po pierwsze mieć spiralną sprężynkę z dosyć cienkiego drutu stalowego. Bardzo dobre do Twego celu są sprężynki od długopisów. Jeden koniec sprężynki zamocowujesz trwale na końcu poprzecznej listewki drewnianego stojaczka.

Z kolei musisz się postarać o szalkę. Najlepiej do tego celu nadawać się będzie lekka miseczka lub talerzyk z zastawy stołowej dla lalek. Tylko proszę Cię, nie wyrządź przy tej okazji krzywdy swojej młodszej siostrzyczce. Możesz przecież wziąć również przykryweczkę od pudełeczka polistyrenowego od jakiegoś lekarstwa, bodajże od witaminy C.

Z jak najcieńszego drucika wykonaj rodzaj koszyczka z dwoma pałąkami. Szalkę wstaw do tego koszyczka, a pałączki zawieś na końcu sprężyny. Do koszyczka musisz jeszcze przymocować nieruchomo wskazówkę z drutu.

Teraz na pionową listewkę stojaczka naklej pasek białego papieru lub papieru milimetrowego, na którym zaraz wykonasz skalę. W tym celu musisz jednak na parę godzin wypożyczyć komplet małych odważników. Kładąc kolejno na szalkę odważniki, zaznacz na skali położenie wskazówki odpowiadające rozciąganiu sprężyny pod ciężarem 1, 2, 5, 10, 20, 50, 100 gramów. Następnie skalę trzeba będzie zagęścić, a więc wyznaczyć punkty dla 30, 40, 60, 70, 80 i 90 gramów. Warto również pierwszy odcinek skali, ten od 0 do 20 gramów wyskalować co 2 gramy.

WAGA SPRĘŻYNOWA



1 SZALKA

2 SPRĘŻYNA

3 STOJAK

4 SKALA

5 WSKAZÓWKA

6 PODSTAWA

Skalowanie wagi trzeba przeprowadzić specjalnie dokładnie i starannie (każdy punkt sprawdź po kilka razy), gdyż od tego przecież będą zależały wyniki Twojej przyszłej pracy.

Waga sprężynowa jest co prawda bardzo łatwa do wykonania, ale pamiętaj, że musisz ją co jakiś czas sprawdzać, zwłaszcza jeżeli często odważać będziesz większe ilości substancji. Po prostu przeciążona sprężynka może się łatwo trwale odkształcić, czyli silnie rozciągnięta nie powróci do swej poprzedniej długości.

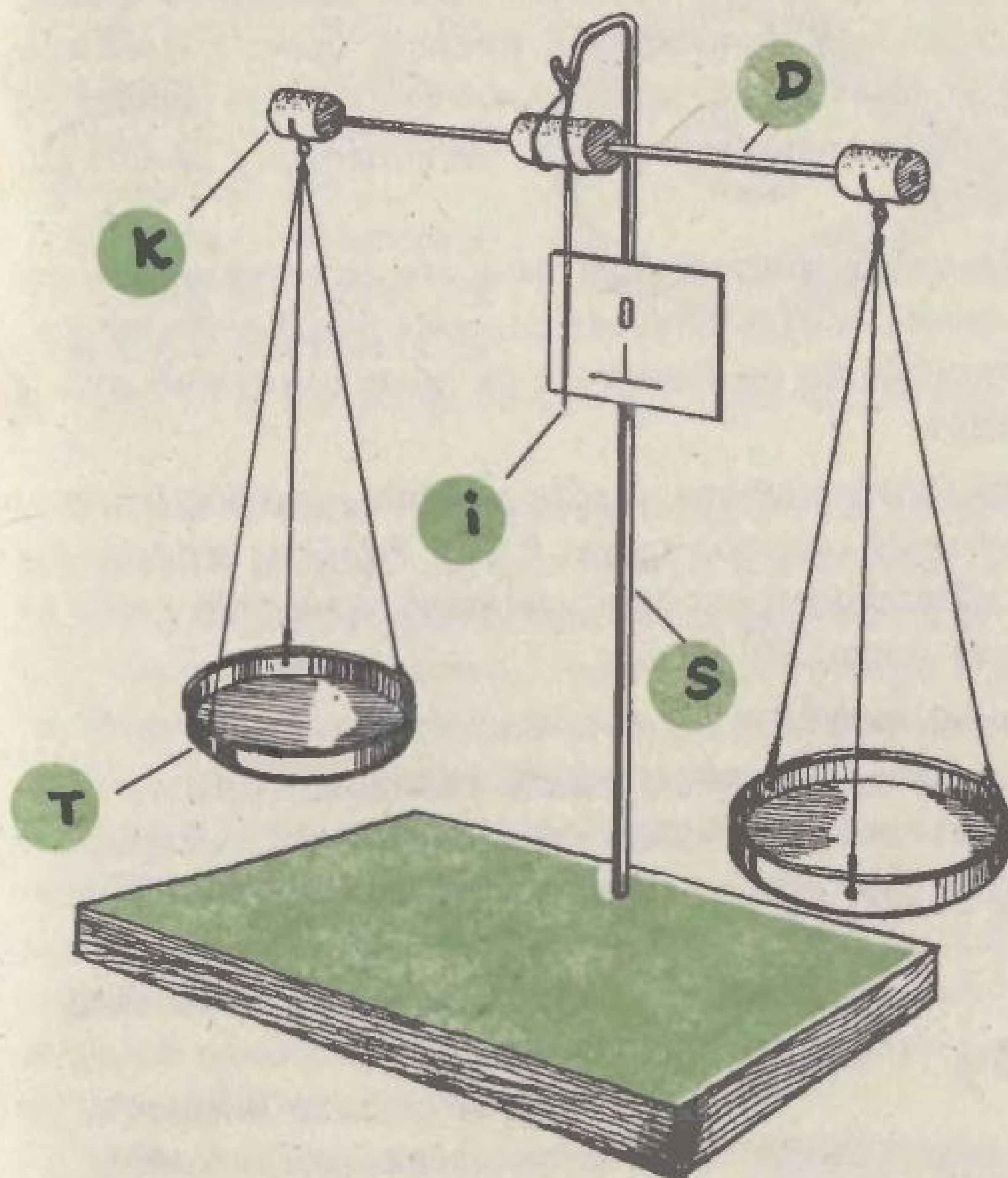
Waga nieco dokładniejsza

Myślę, że będziemy obaj zgodni co do tego, że wykonanie wyżej opisanej wagi sprężynowej było proste i nie nastręczyło Ci większych kłopotów. Niestety, od tak prostego urządzenia nie możemy jednak wymagać zbyt wielkiej dokładności i czułości.

Dlatego to do prac bardziej już precyzyjnych, tam gdzie trzeba odważać 0,5 czy 1 g substancji, radzę Ci wykonać wagę wieszakową. Taką wagę, znacznie już czulszą od sprężynowej, sporządza się z trzech korków i paru kawałków stalowego drutu.

Wzdłuż korka *K*, przez jego środek, przeprowadź gruby drut stalowy *D*, np. taki, jakie są używane do robienia swetrów. Drut ten stanowić będzie belkę Twojej wagi. Następnie na grubym pręcie żelaznym, osadzonym jednym końcem w desce, a zakończonym z drugiej strony podwójnym wygięciem, zawieś pętlę z drutu stanowiącą łożysko dla umieszczenia w nim grubszej igły *I*. Igła *I* musi przebijać korek *K* w kierunku prostopadłym do belki wagi *D*. W dolnej części korka *K* przy-

WAGA WIESZAKOWA



K — KOREK
D — DRUT
i — IGŁA
S — PRĘT
T — SZALKA

mocuj dość długą szpilkę, taką, jaką, jeżeli moda każe, używają panie do kapeluszy. Spełniać ona będzie rolę języczka wagi biegnącego przed podziałką przymocowaną na pręcie *S*.

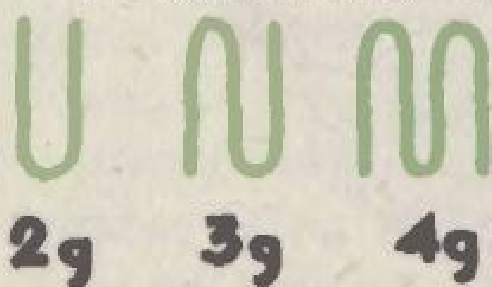
Następnie na jednym i drugim końcu dźwigni *D* umieść dwa koreczki. W korkach tych zamocuj oczka z cienkiego drutu (np. dwie zgięte szpilki krawieckie), które posłużą do zawieszania talerzyków – szalek *T* wykonanych z jakichś pudełeczek.

Ostateczne ustawienie wagi, takie, aby języczek wskazywał „0" podziałki, osiągniesz przez odpowiednie, bardzo nieznaczne przesuwanie na prawo lub na lewo koreczków wraz z talerzykami.

Na tak skonstruowanej wadze zupełnie już dokładnie możesz wykonać odważki nawet 0,5 g. Pamiętaj jednak, aby swojej wieszakowej wagi nie przeciążać, a więc nie ważyć na niej nigdy ponad 20–30 g.

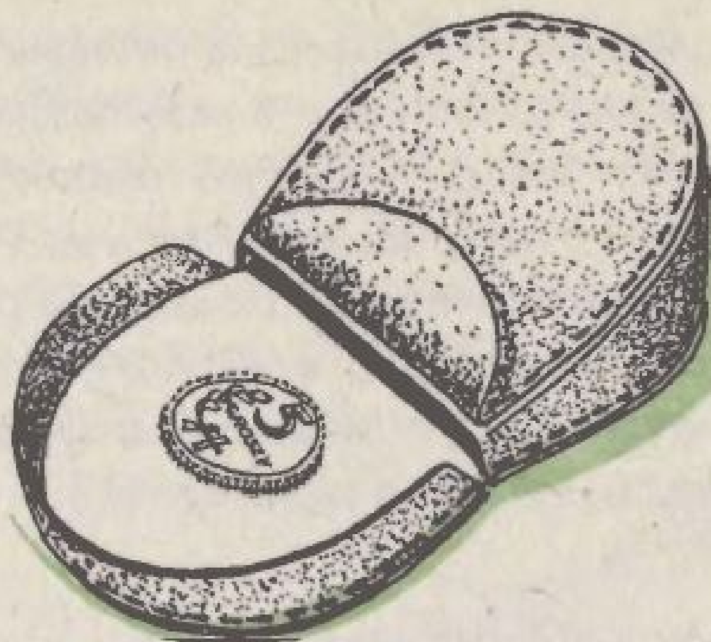
Tak więc waga jest już gotowa.

Teraz musisz pomyśleć o własnym komplecie odważników. Odważniki kilku- albo kilkunastogramowe robi się z grubych drutów mosiężnych lub miedzianych. Początkowo musisz odciąć kawałek nieco dłuższy niż potrzeba, a więc kawałek drutu o ciężarze większym od przewidzianego. Konkretnie, jeżeli chcesz wykonać odważnik 5-gramowy, to odcinasz kawałek drutu o ciężarze około 5,5 g i zaczynasz pilniczkiem, a na-





stępnie drobnoziarnistym papierem ściernym skracać swój kawałek. Oczywiście co jakiś czas musisz ciężar swego drutu porównywać na wadze z prawdziwym dokładnym odważnikiem 5 g.



Gdy uda Ci się wreszcie tak skrócić swój drut, aby jego ciężar był równy np. 2,5 czy 10 g, wówczas drut trzeba starannie zwinąć w krążek.

Odważniki odpowiadające ułamkom grama, najlepiej po 2 takie same, a więc 2×0,5, 2×0,2, 2×0,1 oraz 2×0,05, 2×0,02 i 2×0,01 g otrzymasz przez geometryczny podział aluminiowej lub cynkowej blaszki albo też drutu z tych samych metali. Aby nie było później nieprzyjemnych pomyłek, na blaszkach wyryj odpowiedni napis (jeszcze przed ostatecznym ustaleniem ciężaru), zaś ciężarki z drutu zwiń tyle razy, ilu jednostkom decygramów lub centygramów one odpowiadają.

A więc, np. jeżeli z drutu aluminiowego wykonałeś odważnik 0,5-gramowy, to postaraj się drut ten zwinąć tak, aby otrzymać 5 równych zwojów.

Widzę, że wykonałeś już zgodnie z moimi poleceniami obie wagi i komplet odważników i zastanawiasz się teraz, czy nie jest to nadmiar szczęścia na Twoje małe laboratorium.

Nie, mój kochany. To prawda, że masz teraz dwie wagi, jedną sprężynową niezbyt dokładną, ale za to łatwą, szybką w

użyciu i umożliwiającą odważanie do 100 g substancji, oraz drugą dokładną, o maksymalnym obciążeniu 30 g. Zapewniam Cię, że w każdym najmniejszym laboratorium powinny być co najmniej 2 rodzaje wag. I tak do dokładnego odważania substancji w ilościach nie przekraczających 150–200 g używane są wagi analityczne, natomiast ilości substancji powyżej 200 g odważa się już zawsze na wagach mniej dokładnych, zwanych technicznymi.

Nowy towarzysz pracy – naczynia miarowe

Problem wag i ważenia mamy już chyba za sobą, możemy więc zająć się następnymi z kolei przyrządami mierniczymi.

Przecież niejednokrotnie już spotkałeś się z takimi zwrotami: do 25 cm^3 wody wlać 5 cm^3 stężonego kwasu solnego lub – sporządzić roztwór zawierający 50 cm^3 wody i 30 cm^3 acetonu.

Nietrudno się już domyślić, iż nadszedł czas, aby się zastanowić, jak i czym będziesz odmierzał w swoim laboratorium różne objętości cieczy.

Oczywiście, najwygodniej byłoby kupić gotowy komplet cylinderków miarowych, biuret i pipet. My jednak, wierni naszej zasadzie, postaramy się i ten problem rozwiązać we własnym zakresie.

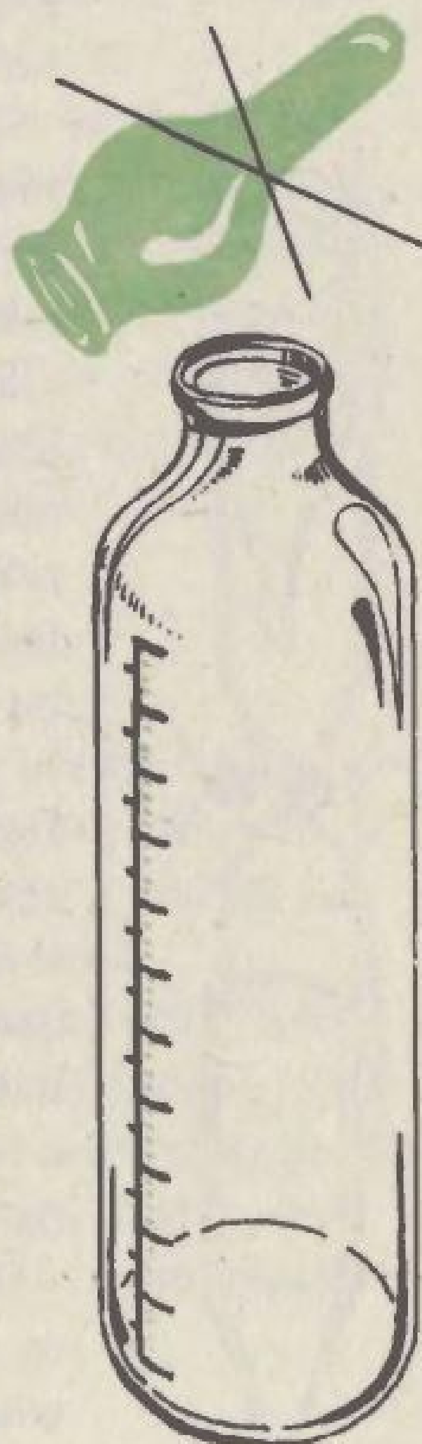
Zanim jednak do tego przystąpimy, wyjaśnijmy sobie przeznaczenie tak różnorodnych naczyń pomiarowych.

Najprostsze z nich – cylinderek miarowy, dzięki swej podziałce służy do szybkiego, lecz niezbyt dokładnego odmierzania różnych, ale niezbyt małych ilości cieczy. Dalej, za pomocą pipety, po jej napełnieniu do kreski naciętej na cien-

kiej rurce ponad zbiornikiem, odmierza się szybko i bardzo dokładnie ściśle określone ilości cieczy, np. 5, 10, 25 czy 50 cm^3. A co zrobić – zapytasz – gdy zachodzi konieczność odmierzenia np. 1,5 czy 3,7 cm^3 cieczy?

W takim przypadku posługujemy się biuretą, to znaczy równą, o małej średnicy rurką z gęsto naciętą podziałką.

Do Twoich prac najbardziej przydatne będą przyrządy typu cylinderka miarowego oraz biurety.



Z gotowych naczyń miarowych, radzę, postaraj się o buteleczkę używaną do karmienia niemowląt. Nie, nie obawiaj się, smoczek potrzebny Ci nie będzie. Mimo to widzę, że patrzysz z pogardą na ten symbol niemowlęctwa. A ja Ci jednak radzę, przyjrzyj się tej butelce nieco uważniej. Podziałka. Tak, chodziło mi właśnie o tę podziałkę. Z jej pomocą odmierzać możesz bez trudu 250, 100, 50, a nawet od biedy i 10 cm^3 cieczy.

Ale na tym jeszcze wcale nie koniec. Skoro umiesz szybko odmierzać 20 czy 10 cm^3, to już zupełnie łatwo wykonasz samo urządzenie, które Ci umożliwi odmierzanie nawet 0,5 cm^3.

W tym celu musisz postarać się o 60–70 cm rurkę szklaną o wewnętrznej średnicy ok. 7 mm. Jeden koniec tej rurki starannie obtop, zaś drugi koniec ogrzej nad płomieniem, wyciągnij, utnij w miejscu największego zwężenia i obtop. Po ostudzeniu, na



BIURETA

koniec ten naciągnij ostrożnie 6 cm kawałek odpowiedniej średnicy miękkiego węża gumowego i nałóż nań ściskacz sprężynowy. W drugi wylot węża gumowego, ten w dole poza ściskaczem, wprowadź kawałek zwężonej na końcu rurki szklanej.

A teraz naszą całą rurkę, która za chwilę zmieni się w chemiczną biuretę, umocuj pionowo w statywie i wlej odrobinę wody, ot, tyle, aby wypełniła ona zwężenie i jej poziom zrównał się z krawędzią rurki gumowej. Z tyłu, za pionowo ustawioną rurką, przymocuj pasek papieru milimetrowego i zaznacz na nim poziom wody. W przyszłości kreska ta będzie odpowiadała objętości 20 cm^3. Do rurki wlej dokładnie odmierzoną ilość wody, np. 20 cm^3. Na podziałce z papieru milimetrowego zaznacz ten nowy poziom, będzie to Twoje „0", po czym metodą arytmetyczną dziel odcinek odpowiadający 20 cm^3 na 20 równych części. A więc, gdy do rurki wlejesz dokładnie odmierzone 20 cm^3 wody, policz ile milimetrów liczy słup wody w rurce, poczynając od dolnej kreski. Przypuśćmy, że wysokość słupa wody wyniesie 460 mm. Po podzieleniu odcinka tego na 20 części otrzymasz 23. Oznacza to, że w Twojej biurecie objętości 1 cm^3 odpowiada odcinek 23 mm.

Aby podziałka biurety była czytelniejsza, radzę kreski i cyfry odpowiadające np. 0, 5, 10, 15 i 20 cm^3 wykonać czerwone, zaś pozostałe kreski i napisy na papierze milimetrowym – niebieskie.

Pozostaje Ci już jedynie zamocować na stałe podziałkę. Pamiętajmy tylko, że musi ona być na tyle wąska, aby nie zakrywała więcej niż 1/2 obwodu rurki.

Do przymocowania podziałki do szkła najlepsza będzie bezbarwna taśma klejąca. Aby podziałkę biurety uchronić od łatwego w laboratorium zamoczenia, pobrudzenia i zniszczenia, radzę pokryć ją bezbarwnym lakierem nitro.

Biuretę masz już w takim razie gotową. Gdy nadejdzie potrzeba odmierzenia np. 12 cm^3 wody, napełnij za pomocą małego lejka biuretę poza górną kreskę skali „0", po czym zgniatając lekko sprężynowy ściskacz, wypuszczaj powoli wodę, aż jej poziom osiągnie kreskę „0". Teraz do odpowiedniego naczynia wypuszczaj wodę tak długo, aż jej poziom w rurce osiągnie na skali kreskę odpowiadającą 12 cm^3.

Jaki jesteś kwasie?

A teraz spróbuj zrobić pierwszy praktyczny użytek i ze swojej wagi, i z biurety. Z ich pomocą otrzymasz w warunkach laboratoryjnych chlorek sodowy. Tak, po prostu zwykłą sól kamienną, używaną do solenia potraw, czyli NaCl.

W tym celu na wadze, ale tej dokładniejszej, odważ – tylko możliwie jak najstaranniej – 8,4 g tzw. sody oczyszczanej. Jest to biały sypki proszek, używany powszechnie w medycynie i w gospodarstwie domowym. Wzór chemiczny sody oczyszczanej wygląda tak – $NaHCO_3$, zaś właściwa chemiczna nazwa brzmi: kwaśny węglan sodowy.

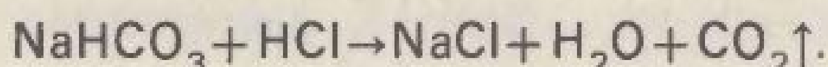


Drugim niezbędnym związkiem będzie kwas solny o wzorze HCl, używany również w medycynie oraz przez blacharzy i ślusarzy do lutowania.

Odważoną porcję 8,4 g kwaśnego węglanu sodowego wsyp do parowniczki. Z kolei biuretę napełnij do kreski „0" kwasem solnym. **Uwaga:** kwas solny jest substancją żrącą i parzącą. Musisz więc z nim pracować ostrożnie, a na stole położyć kawałek folii lub ceraty, aby w ten sposób nie dopuścić do powstania plam. Jeżeli podczas pracy kwas solny kapnie Ci na rękę, musisz od razu miejsce to dokładnie spłukać wodą, potem umyć mydłem, wytrzeć i posmarować wazeliną lub gliceryną.

Parowniczkę z białym proszkiem węglanu sodowego ustaw pod biuretą i zacznij powoli, kroplami, wypuszczać kwas solny. Od razu pierwsze krople kwasu wywołują syczenie i burzenie się, jakby gotowanie się białego proszku. Mimo to kwasu dodawaj dalej, ale bardzo powoli, a zawartość parowniczki mieszaj często pręcikiem szklanym. W naczynku powstaje rodzaj gąbki, a potem bulgocące i syczące białe błotko.

Zapewne jesteś ciekawy, co to za reakcja zachodzi w parowniczce? Posługując się wzorami chemicznymi, reakcję tę możemy zapisać następująco:



$$NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2\uparrow.$$

Czyli w wyniku działania kwasu solnego na kwaśny węglan sodowy powstaje chlorek sodowy – NaCl, woda – H_2O, oraz gaz dwutlenek węgla – CO_2. Skierowana w górę strzałka umieszczona za symbolem $CO_2\uparrow$ mówi nam, iż związek ten jako lotny uchodzi z miejsca reakcji. To właśnie uchodzący CO_2 powoduje takie burzenie się, syczenie i pienienie zawartości parowniczki.

Kwas solny musisz dolewać powoli, małymi porcjami, aż do chwili, gdy całkowicie ustanie wydzielanie się pęcherzyków gazu.

Pamiętaj, proszę, abyś momentu tego nie przegapił.

Gdy już w parowniczce ustanię wydzielanie się gazu, postaw ją na siatce i ogrzewaj, aby odparować wodę. Po odparowaniu, na dnie parowniczki pozostanie zbity biały proszek. Jest to właśnie otrzymany przez Ciebie syntetyczny chlorek sodowy – NaCl.

Jednak nie radzę Ci teraz kosztować tej substancji. Najprawdopodobniej sól zebrana w parowniczce jest jeszcze zanieczyszczona resztką kwaśnego węglanu sodowego lub nadmiarem dodawanego kwasu. Dlatego też zawartość parowniczki wypraż, ale tak porządnie i dopiero po ostudzeniu delikatnie skosztuj jej zawartość. Podczas silnego ogrzewania ewentualne resztki kwasu solnego ulotnią się z parowniczki.





No, a teraz jeszcze coś ciekawego o tym doświadczeniu, ale to już tylko dla starannego wykonawcy, a więc właśnie dla Ciebie. Zdziwiło Cię pewnie, dlaczego poleciłem odważyć nie równe 5 lub 10, lecz akurat 8,4 g kwaśnego węglanu sodowego. Dalej, niezrozumiałe też pewnie wydawało Ci się dodawanie kwasu solnego z biurety, skoro równie dobrze nadawałaby się do tego celu zleweczka z dziobkiem. Tak, ale jako uważny chemik zanotowałeś pewno w dzienniczku, ile dokładnie mililitrów kwasu solnego trzeba było zużyć na całkowite rozłożenie 8,4 g kwaśnego węglanu sodowego.

Znając ilość mililitrów kwasu solnego, możesz już teraz łatwo określić w przybliżeniu procentowość posiadanego kwasu. Oto, na całkowite rozłożenie 8,4 g $NaHCO_3$ potrzeba 360 cm^3 1% kwasu solnego. Gdy zaś użyjemy kwasu solnego 10%, wówczas potrzeba go będzie 36 cm^3. Przy użyciu kwasu solnego 15% – zużyjemy go 22,5, zaś 20% – już tylko 16,3 cm^3.

Jak już na początku zaznaczyłem, podaną metodą można określić tylko przybliżoną procentowość posiadanego kwasu. Musisz wiedzieć, iż ciężar właściwy, czyli ciężar 1 cm^3 kwasu zmienia się w zależności od jego procentowości. Ponieważ jednak pomiar ciężaru właściwego kwasów w Twoich warunkach jest niewykonalny, podałem Ci przeto metodę mało dokładną, przybliżoną – ale lepszą od żadnej. Możesz ją więc stosować, ale pamiętaj, że nie jest ona zbyt dokładna.

Teraz już chyba wszystko jest jasne. Po prostu chciałem Ci dać takie małe kontrolne zadanie. Jeżeli bowiem pracowałeś

starannie, to zapewne w miarę swoich możliwości odważyłeś jak najdokładniej owe 8,4 g kwaśnego węglanu sodowego.

Z kolei kwas solny dodawałeś z biurety powoli i nie przegapiłeś momentu ustania wydzielania się pęcherzyków CO_2. Po zakończeniu odnotowałeś ilość zużytego kwasu solnego. Z tych danych możesz teraz łatwo określić w przybliżeniu procentowość posiadanego kwasu solnego, a to bardzo się przyda w następnych pracach.

A jeśli nie zanotowałeś ilości zużytego kwasu solnego, to radzę możliwie szybko powtórzyć jeszcze raz opisane doświadczenie. Ja wiem, że język Cię aż świerzbił, aby jak najprędzej skosztować owocu swojej pierwszej syntezy chemicznej. Ale niestety, chemik musi zawsze działać systematycznie i planowo. A przy takim działaniu opis doświadczeń należy umieścić w dzienniczku zaraz po ich wykonaniu. Musisz zrozumieć, że ten dzienniczek nie jest Twoim wrogiem, lecz najlepszym przyjacielem.

No, bo wyobraź sobie, że po latach żmudnej pracy, pewnej nocy udaje Ci się nareszcie otrzymać syntetyczne złoto. Radość Cię rozpiera, chcesz ogłosić swoje osiągnięcia, chcesz je więc powtórzyć, aby móc zapisać i... zapomniałeś, jak do niego doszedłeś.

Nie śmiej się, ja wiem, że już setki lat minęły od śmierci ostatnich alchemików trawiących całe życie nad próbami otrzymywania złota w mrokach średniowiecznego laboratorium. Niemniej jeszcze i Ty możesz odkryć sposób otrzymywania „złota". To nic, że nie będzie ono żółte i nie będzie błyszczeć, za to stanowić może stop metali poszukiwany przez konstruktorów rakiet kosmicznych albo lekarstwo na leczenie choroby raka. A czyż takie substancje nie są wielokrotnie więcej warte od złota?



O GAZIE DRAŻNIĄCYM POWONIENIE i WAŻNYM ODCZYNNIKU

Na skalę probówkową

Na początek wykonaj proste doświadczenie. Do jego przeprowadzenia potrzebna Ci będzie stara, zużyta już bateryjka oraz łyżka stołowa wapna gaszonego, czyli wodorotlenku wapniowego $Ca(OH)_2$.

Po zdjęciu papierowej osłony rozetnij metalowy kubeczek bateryjki i z jego środka wyjmij pałeczkę węglową tkwiącą w woreczku. Pomiędzy woreczkiem a metalowymi ściankami kubeczka zauważysz bezbarwną pastę lub galaretkę. Tę właśnie pastę postaraj się zeskrobać i przenieść do czystej i suchej probówki.

Aby doświadczenie się udało, musisz owej bezbarwnej pasty zgromadzić w probówce co najmniej 1 cm^3. Wtedy dolej do probówki ok. 5 cm^3 wody, po czym dodaj około 1,5 łyżeczki wapna gaszonego. Teraz pro-

bówkę zamknij i silnie wstrząsaj, aby jak najdokładniej wymieszać jej zawartość. Następnie wyjmij korek i zacznij ostrożnie probówkę ogrzewać nad płomieniem lampki spirytusowej lub palnika gazowego.



Aby Cię ustrzec od kłopotów, przypominam znów, że w czasie ogrzewania probówki nie wolno jej trzymać nieruchomo w płomieniu, lecz trzeba ją nieustannie poruszać, najlepiej ruchem wahadłowym.

Ale oto napotkasz komplikacje. Już po chwili ogrzewania probówka zaczyna parzyć palce tak, że nie sposób ją utrzymać. Aby przeszkodzie tej zapobiec, weź kartkę papieru, złóż ją 8 razy i dopiero tak otrzymanym paskiem ujmij probówkę. Teraz możesz ją śmiało ogrzewać bez obawy o skórę na palcach.



I jeszcze jedna bardzo ważna sprawa związana z ogrzewaniem wszelkich cieczy w probówce. Otóż pod żadnym warunkiem nie wolno trzymać probówki skierowanej wylotem w stronę twarzy. Często ciecz zagotuje się nagle i gwałtownie wypryskuje istną fontanną na

zewnątrz. Nie muszę chyba tłumaczyć, czym może się skończyć chlapnięcie w twarz, a przede wszystkim w oczy wrzącej i niejednokrotnie silnie żrącej substancji. A więc naucz się raz na zawsze trzymać probówkę skierowaną wylotem od siebie.

Gdy zawartość probówki już się zagotuje, postaraj się zbadać zapach, jaki posiada wydobywająca się z otworu para. **Ale uwaga:** zgodnie z naszą ostatnią zasadą, nie wolno Ci nawet zbliżyć twarzy do wylotu probówki, a cóż dopiero przytykać doń nos. A jednak chemicy znają doskonały i prosty sposób pozwalający na zupełnie bezpieczne wąchanie par wydobywających się nie tylko z probówki, ale z każdego naczynia.

W przypadku naszej probówki, ogrzewaj ją lekko tak, aby zawartość wrzała, po czym szybkim ruchem usuń ją znad płomienia i trzymaj lewą ręką na wysokości nosa w odległości 10–12 cm. W tym czasie wachlując prawą dłonią „naganiaj" pary wydostające się z wylotu probówki w kierunku swojego nosa. Taki sposób wąchania jest zupełnie bezpieczny, należy go więc zawsze stosować, gdy chcemy węchem badać zapach substancji umieszczonej w probówce, butelce, słoiku czy parowniczce. Tenże sposób ma jeszcze inną zaletę – jego stosowanie niedwuznacznie świadczy o tym, że to pracuje nie jakiś żółtodziób, ale „rasowy" chemik.

Ale powróćmy do naszego doświadczenia. Już pierwsze poruszenie prawej dłoni przywieje Ci znad wylotu probówki jakiś ostry, drażniący zapach. Ponieważ jednak zawartość probówki ostygła, przestała się gotować, musisz ją ponownie ogrzać. Nowa fala zapachu i... już, już zaczynasz sobie coś

przypominać? Przecież na pewno ten zapach jest Ci znany.

– Amoniak – wołasz.

Tak, doskonale. Wśród par wydobywających się podczas wrzenia z wylotu probówki znajduje się amoniak i on to właśnie tak drażnił Twoje powonienie.

– Ba – pytasz – ale skąd on się tam wziął w probówce?

Zanim odpowiem na to doprawdy ważne pytanie, musimy najpierw załatwić znów nieszczęsną sprawę słownictwa.

Amoniak, czy wodny roztwór amoniaku?

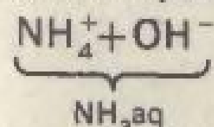
W mowie potocznej słyszysz często nazwę amoniak. Mianem tym określana jest bezbarwna ciecz o specyficznym, ostrym zapachu. Tymczasem chemik ciecz tę nazwie wodnym roztworem amoniaku i napisze wzór NH_3 aq. A więc chemiczna nazwa i wzór informują, iż w przypadku owej cieczy mamy do czynienia z zasadą, czyli wodorotlenkiem, który można by nazwać wodorotlenkiem amonowym NH_4OH*. Należy on do tej samej rodziny związków co i wodorotlenek sodowy, NaOH, potasowy, KOH, czy też wapniowy, $Ca(OH)_2$.

– Czy więc zwyczajowa nazwa, amoniak, jest błędna? – pytasz.

I tak, i nie, bowiem odnosi się ona do nieco innego związku. Chemik amoniakiem określa **gaz** o wzorze NH_3. Gaz ten od-

---

* Związek o tak zbudowanych cząsteczkach nie daje się jednak praktycznie wyodrębnić i może istnieć w wodzie tylko w stanie zdysocjowanym





znaczający się specyficzną ostrą wonią, którą już znasz, doskonale rozpuszcza się w wodzie. Z chwilą jednak, gdy gaz NH_3 ulegnie rozpuszczeniu w wodzie, ginie amoniak, a powstaje wodorotlenek amonowy, a raczej wodny roztwór amoniaku



$$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_3aq$$

amoniak woda wodny roztwór amoniaku

a właściwie



$$NH_3 + HOH \rightarrow NH_4^+ + OH^-$$

Stąd wniosek, że w parach wydobywających się z probówki był amoniak (gaz NH_3), natomiast bezbarwny płyn kupowany w buteleczkach, to już nie amoniak, lecz wodny roztwór amoniaku NH_3aq.

No tak, ale muszę przecież wreszcie odpowiedzieć na pytanie, skąd w Twojej probówce znalazł się amoniak?

Jak pamiętasz, zmieszaliśmy w niej wodorotlenek wapniowy – $Ca(OH)_2$, z wodą oraz ową białą galaretkę wydobytą z ba-



WODOROTLENEK AMONU

teryjek. Otóż w skład tej galaretki oprócz kleju z mąki wchodzi przede wszystkim związek o nazwie chlorek amonowy – NH_4Cl.

W postaci czystej chlorek amonowy, zwany również salmiakiem, jest białym proszkiem doskonale rozpuszczającym się w wodzie.

Z chwilą gdy rozpuszczony w wodzie chlorek amonowy zetknie się z wodorotlenkiem wapniowym, sodowym czy potasowym i całość zostanie ogrzana, zachodzi reakcja, w wyniku której powstaje gaz – amoniak. Reakcję taką możemy zapisać następująco:



$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3\uparrow,$$

czyli w probówce powstał wodny roztwór chlorku wapniowego, $CaCl_2aq$, a amoniak, zgodnie z kierunkiem strzałki, jako gaz pomknął w górę i opuścił wylot probówki. Zapamiętaj sobie przy tym, że amoniak powstaje nie tylko w wyniku działania wodorotlenku wapniowego z chlorkiem amonowym. Zamiast chlorku amonowego – NH_4Cl, użyć możemy azotanu amonowego – NH_4NO_3, lub też siarczanu amonowego – $(NH_4)_2SO_4$.

Jak widzisz z podanych wzorów, wszystkie te związki zawierają wspólny „człon", NH_4, co podkreślamy w nazwach tych związków, dodając człon „amonowy". Stąd też płynie dla Ciebie praktyczny wniosek, że amoniak można otrzymać z dowolnej soli amonowej, ogrzewając do wrzenia jej wodny roztwór z wodorotlenkiem wapniowym.

Parę słów o surowcach

Zanim przystąpimy do otrzymania amoniaku już na większą skalę, a następnie do zamieniania go w bardzo potrzebny i często używany w laboratorium wodny roztwór amoniaku musimy poświęcić nieco uwagi surowcom do tego używanym.

Zdobycie wodorotlenku wapniowego lub też wapna palonego nie nastręcza zupełnie żadnych problemów. Wystarczy wędrówka z puszką do najbliższej budowy, a na pewno nie odmówią Ci tego pospolitego związku.

Teraz sprawa soli amonowych. Przypomnę więc, że chlorek amonowy pod nazwą salmiak używany jest przez blacharzy przy lutowaniu. Salmiakiem sprasowanym w formie twardej kostki pociera się końcówkę lutownicy w celu jej oczyszczenia z warstwy tlenków. Chlorek amonowy służy również do sporządzania roztworu, którym napełnia się naczynia mokrych ogniw, zwanych *ogniwami Leclanchego*. No i wreszcie, chlorek amonowy otrzymać możemy po rozebraniu paru starych zużytych już *bateryjek*.

Szczególną uwagę powinieneś zwrócić na drugą z kolei sól amonową, a mianowicie azotan amonowy – NH_4NO_3. Związek ten jest bowiem głównym składnikiem bardzo popularnego nawozu sztucznego, zwanego saletrą amonową. Stąd też taniość i dostępność potrzebnego Ci surowca.

Trzecia z popularnych soli amonowych, siarczan amonowy – $(NH_4)_2SO_4$, jest produktem wytwarzanym przez większe gazownie; stosuje się go również jako nawóz sztuczny.

A więc przypominam raz jeszcze – każdą z wymienionych soli amonowych możemy użyć jako surowca do wywiązania

amoniaku, który następnie zamienimy w wodny roztwór amoniaku NH_3aq.

Przejdźmy do drugiego surowca. Jeżeli nie posiadasz gotowego wodorotlenku wapniowego, czyli popularnie stosowanego w budownictwie wapna gaszonego, możesz posłużyć się tzw. wapnem palonym. Z punktu widzenia chemicznego jest to tlenek wapniowy – CaO, ma on wygląd białego proszku lub tej samej barwy twardych, ale za to lekkich brył.

Jeśli dysponujesz tlenkiem wapniowym, to do parowniczki stojącej na siatce azbestowej odważ 120 g tej substancji poprzednio już dokładnie rozdrobnionej. Następnie za pomocą butelki z podziałką odmierz 40 cm³ wody i wlej ją do parowniczki z białym proszkiem CaO. Już po chwili zawartość parowniczki pocznie się bardzo silnie rozgrzewać. Dlatego właśnie polecam Ci parowniczkę postawić na siatce azbestowej.

W wyniku działania wody na tlenek wapniowy powstaje wodorotlenek wapniowy, przy czym wydziela się bardzo duża ilość ciepła. Reakcję zachodzącą w parowniczce zapisać możemy tak:



$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2.$$

tlenek wapniowy, woda, wodorotlenek wapniowy

Już teraz na większą skalę

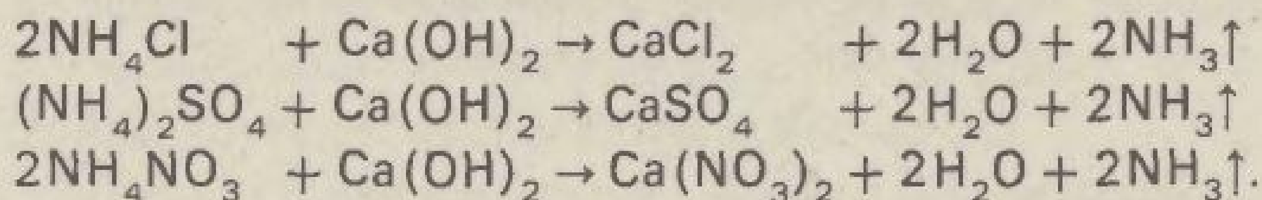
Do 500 cm³ kolbki wsyp 55 g NH_4Cl lub 130 g $(NH_4)_2SO_4$, albo 80 g NH_4NO_3, po czym dodaj ok. 100 g gęstej zawiesiny wodorotlenku wapniowego. Kolbę ustaw na trójnogu i siatce

azbestowej, a jej wylot zamknij korkiem, przez który przechodzi szczelnie osadzona rurka szklana. Rurkę tę połącz z wężem gumowym lub igelitowym o odpowiedniej średnicy i długości ok. 50 cm.

Teraz przygotuj jeszcze 0,3–0,5 dm^3 czystą i co najważniejsze zupełnie suchą butelkę. Trzeba dobrać do niej szczelny korek gumowy, przez który przechodzi 15 cm długości cienka rurka szklana (średnica otworu 1–2 mm). Postaraj się jeszcze o szczelną zatyczkę, taki maleńki koreczek, do tej rurki szklanej i już możesz rozpocząć wywiązywanie amoniaku.

W tym celu zacznij ogrzewać zawartość naszej kolby, a wylot węża połączonego z kolbą wpuść na dno butelki. Z chwilą gdy zawartość kolby ogrzeje się do wrzenia, wężem pocznie uchodzić do butelki gazowy amoniak. Co prawda, możesz go z powodzeniem wykryć nosem, ale weź również do pomocy wskaźniki. A więc zwilż wodą czerwony papierek lakmusowy i wprowadź go w otwór butelki. Już po chwili barwa papierka z czerwonej zmieni się na niebieską. To amoniak reagując z wodą utworzył wodny roztwór amoniaku, który zmienił barwę papierka, tak jak inne zasady.

Reakcje zachodzące w kolbie pomiędzy wodorotlenkiem wapniowym a solami amonowymi zapisujemy następująco:



$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3\uparrow$$
$$(NH_4)_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + 2H_2O + 2NH_3\uparrow$$
$$2NH_4NO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NH_3\uparrow.$$

A teraz uwaga. Po około 5 minutach intensywnego wrzenia w kolbie przerwij ogrzewanie, wyjmij wylot węża z butelki i butelkę natychmiast zamknij szczelnie korkiem z rurką szklaną. Nie zapomnij również zatkać szczelnie zatyczką otwór

KORECZEK

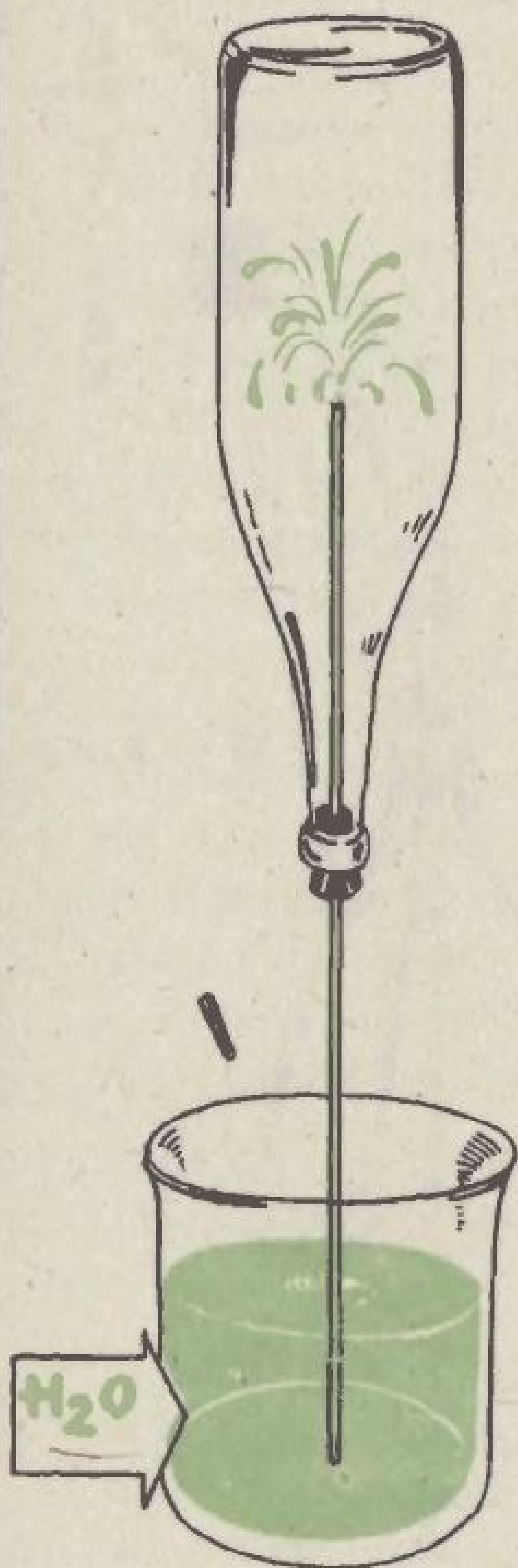


55g NH_4Cl
100g GĘSTEJ
ZAWIESINY
WODOROTLENKU
WAPNIOWEGO

SIATKA

ø 1-2 mm

PAPIEREK LAKMUSOWY



rurki szklanej. Z kolei butelkę odwróć do góry dnem i zamknięty zatyczką wylot rurki szklanej wstaw do większego naczynia z wodą. Gdy wylot rurki znajdzie się już pod wodą, jednym ruchem wyciągnij zatyczkę. Widzisz, co się dzieje?

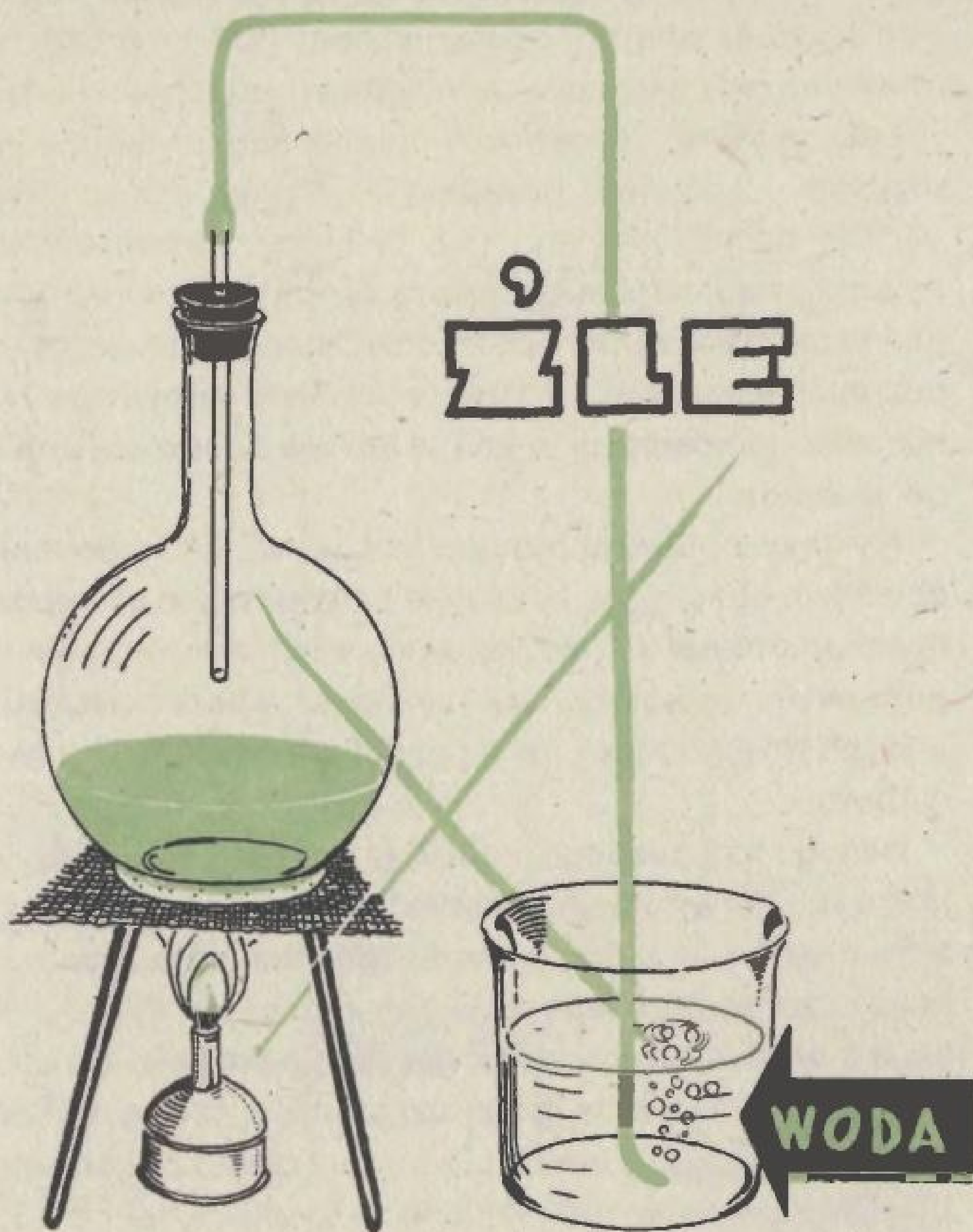
Oto woda wpada gwałtownie rurką do butelki, tworząc małą fontannę.

Gdy woda przestanie w końcu wpływać, zatkaj butelkę szczelnie koreczkiem gumowym pod wodą.

Płynu zgromadzonego w tej butelce nie wylewaj, gdyż potrzebny nam będzie do doświadczeń, których sposób wykonania podam w następnym rozdziale.

Zjawisko, które obserwowałeś w butelce, polegało na bardzo gwałtownym rozpuszczeniu amoniaku w wodzie. Rozpuszczalność tego gazu jest tak duża, że woda wciągana jest do butelki niczym przez próżnię.

Doświadczenie było łatwe i, co nie jest bez znaczenia, efektowne. Jednocześnie zawarta jest w nim poważna przestroga. Wyobraź sobie, że chcesz we własnym zakresie wytworzyć niewielką ilość wodorotlenku amonowego. Wiemy już, że aby zamiar taki zre-



W TAKIM ZESTAWIE
WODA MOŻE COFNĄĆ SIĘ

alizować, trzeba w wyniku reakcji wodorotlenku wapniowego z dowolną solą amonową otrzymać (tzn. po prostu mówiąc – wytworzyć) amoniak, po czym rozpuścić go w wodzie.

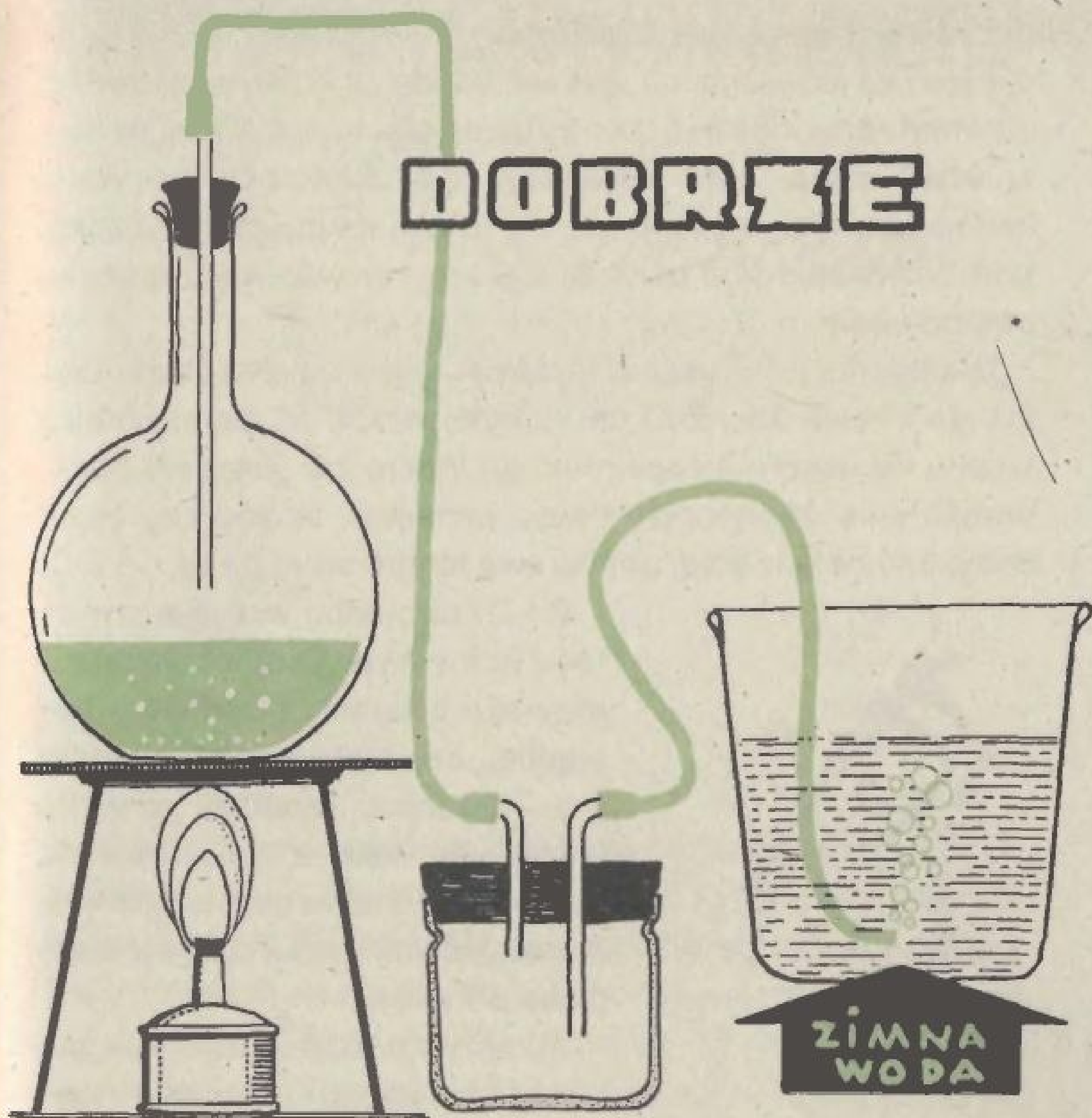
Lekkomyślny i nieostrożny chemik amator buduje w takim przypadku aparaturę podobną do naszej, a więc taką, jaką widzisz na rysunku str. 113, w której zbieraliśmy gazowy amoniak, nalewa wodę, zanurza w niej wylot węża gumowego i rozpoczyna ogrzewanie kolby. Na początku jest wszystko pozornie w porządku, dopóki w pewnym momencie nie spadnie lekko temperatura w kolbie lub nie odejdziemy na chwilę od aparatury.

Wystarczy bowiem minimalna przerwa w ogrzewaniu albo chwila nieobecności, aby dzięki bardzo znacznej rozpuszczalności amoniaku w wodzie, woda została wciągnięta wężem gumowym do kolbki. Czy pamiętasz jedno z naszych pierwszych doświadczeń, to z poziomem wody w ogrzewanym naczyniu?

Dlatego to przezorny chemik, w przypadku wywiązywania i pochłaniania amoniaku, włącza jeszcze pomiędzy kolbę a butelkę z wodą, w której zachodzi pochłanianie, tzw. naczynie bezpieczeństwa. Naczyniem tym może być 0,2–0,5 litrowy słoik o wąskiej szyjce lub podobnej pojemności butelka; lecz tym razem przeciwnie, o bardzo szerokiej szyjce. W szyjce tej osadzamy gumowy korek, przez który przechodzą dwie zgięte pod kątem prostym rurki szklane. Oczywiście całość po zmontowaniu musi być zupełnie szczelna (patrz rys. na str. 115).

Do naczynia tego, w razie jakiejś awarii podczas ogrzewania, zostanie wciągnięta woda z butelki, w której prowadzimy pochłanianie amoniaku.

Gdy już zmontujesz aparaturę, rozpocznij ogrzewanie kolb-


DOBRZE
ZIMNA WODA
NACZYNIE BEZPIECZEŃSTWA

ki. Znajduje się w niej bowiem jeszcze wiele nieprzereagowanych surowców. Gdy zawartość kolbki ogrzeje się do wrzenia, rurką poprzez naczynie zabezpieczające do butelki z wodą pocznie uchodzić gaz – amoniak.

I jeszcze jedna ważna sprawa. Woda, w której pochłaniasz amoniak, powinna być jak najzimniejsza, bo od jej temperatury ściśle zależy ilość rozpuszczonego amoniaku. Im woda zimniejsza, tym więcej może się w niej rozpuścić amoniaku, czyli powstanie tym bardziej stężony roztwór wodorotlenku amonowego.

Dlatego to, jeżeli chcesz otrzymać stężony roztwór amoniaku, do butelki wlej 200 cm^3 zimnej wody, po czym butelkę wstaw do naczynia napełnionego lodem lub śniegiem posypanym solą. Warto przy okazji pamiętać, że lód czy śnieg posypany obficie solą, obniża swą temperaturę do ok. -17°C.



Po 20 minutach wrzenia zawartości kolby wyjmij koniec węża gumowego z butelki i ostrożnie powąchaj, czy rurką uchodzi jeszcze gaz – amoniak. Jeżeli tak, to wylot węża wprowadź z powrotem do butelki z zimną wodą i ogrzewaj zawartość kolby do wrzenia jeszcze przez 10 minut.

Po upływie tego czasu wyciągnij rurkę, zgaś palnik, na butelkę z roztworem amoniaku naklej odpowiednią etykietkę, a gdy kolba już ostygnie, rozbierz całą aparaturę i wymyj starannie.

NACZYNIA NIE UMYJĄ SIĘ SAME



WODNY ROZTWÓR AMONIAKU I JEGO POCHODNE

Kontrola stężenia

Dzięki doświadczeniom przeprowadzonym w poprzednim rozdziale Twoje laboratorium wzbogaciło się o nową butelkę pełną cieczy z etykietką NH_3aq oraz o drugą butelkę, na której prawdopodobnie nie umieściłeś żadnego napisu. A może jednak się mylę? Postanowiliśmy przecież, że na półce czy też w szafce nie wyląduje żadne naczynie z anonimową zawartością.

Przypuszczalnie więc i na tej butelce umieściłeś napis: NH_3aq, bowiem zawartość stanowi produkt rozpuszczenia się amoniaku w wodzie.

No dobrze, ale czym wobec tego różnią się te płyny wypełniające obie butelki z napisami NH_3aq?

– Skład chemiczny obu płynów jest identyczny, to nie podlega dyskusji – mówisz.

Zgoda. No, a tak od strony ilościowej?

Różnice stężeń? – odpowiadasz pytaniem.

O właśnie, o to mi chodziło. W butelce pierwszej, to znaczy w tej, w której obserwowałeś fontannę, znajduje się najprawdopodobniej bardzo rozcieńczony wodny roztwór amoniaku. Natomiast butelkę drugą wypełnia roztwór otrzymany przez długie nasycanie silnie oziębionej wody amoniakiem, czyli należy się spodziewać, że będzie to roztwór raczej stężony.

Ba, ale jak do tej pory, to są tylko nasze przypuszczenia. Spróbujmy je więc potwierdzić doświadczeniem.

Za pomocą biurety odmierz do zleweczki, ale możliwie jak najdokładniej, 10 cm^3 kwasu solnego, którego procentowość ustaliliśmy już w rozdziale 6. Teraz biuretę dokładnie umyj, wysusz ciepłym strumieniem powietrza (wykorzystując np. odkurzacz) i napełnij do kreski „0" posiadanym roztworem NH_3aq o przypuszczalnie mniejszym stężeniu. Potrzebny Ci jeszcze będzie pręcik szklany oraz parę papierków lakmusowych.

Zleweczkę z kwasem solnym ustaw pod biuretą i wypuszczaj z biurety powoli, niewielkimi porcjami NH_3aq. Po wypuszczeniu porcji płynu zawartość zleweczki wymieszaj dokładnie pręcikiem, po czym na skraweczek papierku lakmusowego nanieś kropelkę roztworu i obserwuj powstałą barwę.

Początkowo papierek będzie się stale barwił na czerwono, co dowodzi, iż roztwór w zleweczce jest kwaśny.

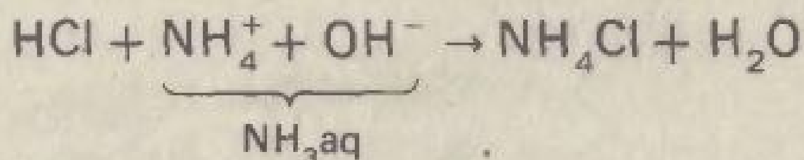
Z chwilą, gdy papierek lakmusowy przestanie barwić się na

kolor czerwony, należy przerwać dodawanie wodnego roztworu amoniaku. Będzie to sygnałem całkowitego zobojętnienia kwasu w zleweczce. Reakcję chemiczną zachodzącą pomiędzy kwasem solnym a wodnym roztworem amoniaku zapisać możemy tak:



$$HCl + NH_3aq \rightarrow NH_4Cl + H_2O.$$

lub



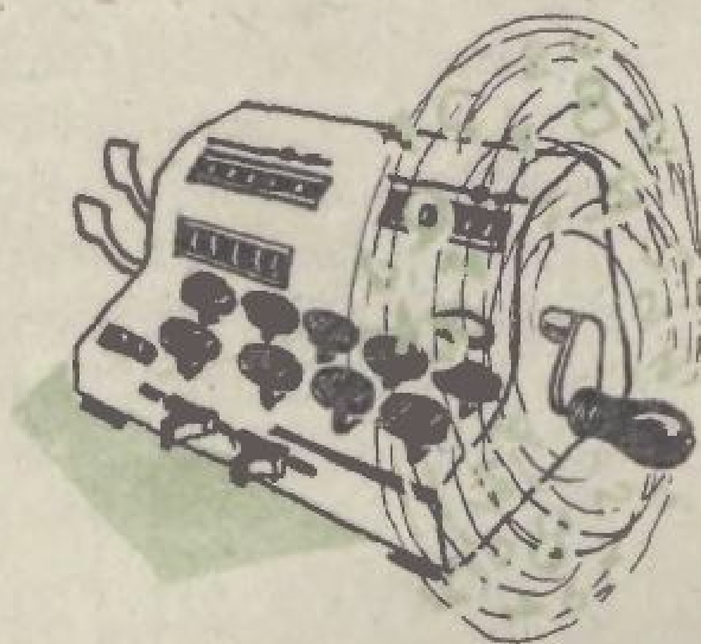
$$HCl + \underbrace{NH_4^+ + OH^-}_{NH_3aq} \rightarrow NH_4Cl + H_2O$$

A więc, jak widzisz ze wzoru, kwas solny reagując z NH_3aq daje sól – chlorek amonowy oraz wodę.

Roztwór ze zleweczki przelej teraz do butelki, gdyż będzie Ci jeszcze potrzebny. W rozdziale 10 poznasz metodę, według której będziesz mógł wykonać z nim ciekawe doświadczenie.

Gdy osiągniesz już zobojętnienie kwasu solnego, odnotuj od razu, ile zużyłeś do tego celu wodnego roztworu amoniaku.

Mój kochany, za chwilę wykonamy obliczenia procentowości Twoich roztworów NH_3aq. Jak Ci to już wyjaśniałem przy ustalaniu procentowości kwasu solnego, wynik naszych obliczeń nie może być dokładny, a jedynie przybliżony, gdyż pomijamy ciężar właściwy kwasu oraz wodnego roztworu amoniaku, które się nieco różnią od jedności. Uważam jednak, iż



lepiej określić procentowość NH_3aq z dużym błędem niż trzymać w szafce butelkę z cieczą o zupełnie nieznanym stężeniu.

Powiedzmy teraz, że posiadany przez Ciebie kwas solny jest 5%, wówczas na zobojętnienie 10 cm^3 5% HCl zużyć trzeba:

10 cm^3	5% NH_3aq lub
5 cm^3	10% NH_3aq,
7,5 cm^3	7,5% NH_3aq,
15 cm^3	3,3% NH_3aq,
20 cm^3	2,5% NH_3aq,
50 cm^3	1% NH_3aq.

Widzę, że już się martwisz, gdyż żaden z podanych przykładów Ci nie odpowiada, bo Ty masz kwas solny 8%.

To nic nie szkodzi. Na to, aby zobojętnić 10 cm^3 8% HCl, zużyć trzeba:

8 cm^3 8% NH_3aq	lub	16 cm^3	4% NH_3aq,
64 cm^3 1% NH_3aq,		12,8 cm^3	5% NH_3aq,
32 cm^3 2% NH_3aq,		10,8 cm^3	6% NH_3aq,
21,3 cm^3 3% NH_3aq,		6,4 cm^3	10% NH_3aq.

Jesteś ciekawy, skąd biorą się te liczby?

Tak się szczęśliwie składa, że jak już zauważyłeś z podanych przykładów, 10 cm^3 10% HCl zobojętnia 10 cm^3 10% NH_3aq. Stąd też i łatwość dalszych przeliczeń. Przypuśćmy, że posiadasz kwas solny 7,5%, a wziąłeś go 10 cm^3. Mnożysz $7{,}5 \cdot 10$ i otrzymujesz iloczyn 75. Teraz z biurety odczytujesz ilość zużytego NH_3aq. Powiedzmy, że ilość ta wyniosła 28 cm^3. Dzielisz 75 przez 28 i już otrzymujesz procentowość posiadanego NH_3aq czyli

$$75 : 28 = \text{ok. } 2{,}7.$$

A więc posiadany NH_3aq jest ok. 2,7%. No i teraz, gdy posiadasz już klucz do tej zagadki, sporządzenie całej dalszej tabelki będzie dla Ciebie bardzo łatwe. Dla porządku muszę Ci jednak powiedzieć, że nie są to obliczenia całkowicie dokładne, ale do naszych potrzeb chwilowo zupełnie wystarczające.

Wobec tego spróbuj teraz w ten sam sposób, doświadczalnie wyznaczyć stężenie NH_3aq zawartego w drugiej butelce.

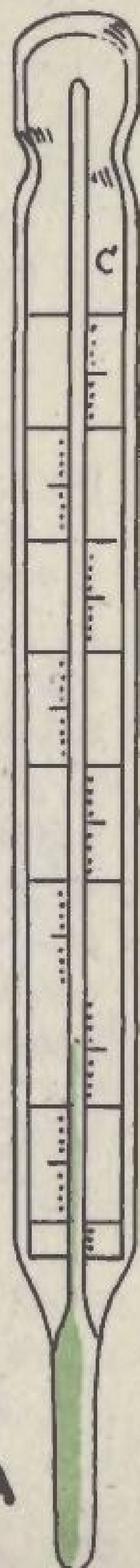
No i co, czy nasze poprzednie przypuszczenia co do różnicy stężeń się sprawdziły?

Podczas destylacji nie zapominaj nigdy o skorupkach

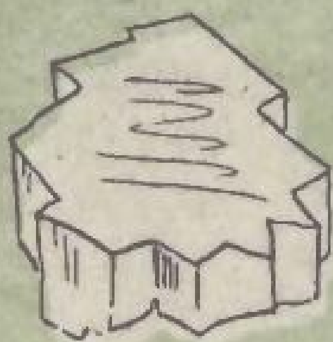
Ponieważ okazało się właśnie, że jedna z posiadanych przez Ciebie butelek zawiera bardzo rozcieńczony wodny roztwór amoniaku, postaramy się go zagęścić przez destylację.

Zanim jednak wlejesz NH_3aq do kolby, wykonaj najpierw jedno dosyć interesujące doświadczenie.

Na trójnogu, na siatce azbestowej, ustaw zupełnie czystą kolbę napełnioną do połowy wodą destylowaną lub świeżą deszczówką. Pod trójnogiem umieść lampkę spirytusową czy palnik gazowy i po-



TAKIEGO TERMOMETRU UŻYWA LEKARZ A NIE CHEMIK



PORCELANA

woli ogrzewaj wodę. Na haczyku tkwiącym w belce statywu zawieś tak termometr, aby zbiorniczek z rtęcią był tylko parę centymetrów zanurzony w wodzie. Termometr użyty do tego doświadczenia musi posiadać zakres co najmniej do 110°C, a więc nie próbuj stosować np. termometru lekarskiego wyciągniętego z domowej apteczki.

W tym samym czasie przygotuj parę kawałeczków fajansu, np. ze stłuczonego talerza (nie myl ze szklistą w swoim przełomie porcelaną) lub z niepolewanej doniczki glinianej. Kawałeczki te powinny mieć wielkość ziaren grochu.

Gdy temperatura wody w kolbie dojdzie do 100°C, przekonasz się, że woda jeszcze wcale się nie gotuje. Wówczas to, nie przerywając dalszego powolnego ogrzewania, przez otwór szyjki wrzuć do kolbki tych parę kawałeczków fajansu lub wypalonej gliny. Po ich wrzuceniu woda natychmiast pocznie gwałtownie wrzeć. Gdyby kolba była napełniona całkowicie, część wody mogłaby nawet z niej wykipieć.



FAJANS

Spodziewam się, że zdobycie termometru o zakresie co najmniej 110°C nie będzie dla Ciebie sprawą łatwą. Jednak nie martw się. Opisane doświadczenie możesz ostatecznie przeprowadzić i bez termometru. W takim przypadku wodę ogrzewaj powoli i, co jest bardzo

ważne, nie dotykając w ogóle kolby. Gdy zauważysz już formowanie się przy dnie pierwszych pęcherzyków zwiastujących rychłe wrzenie, wrzuć natychmiast do kolbki kawałeczki fajansu lub wypalonej gliny. Efekt będzie piorunujący. Woda w kolbie zakipi gwałtownie.

Zjawisko, które obserwowałeś, jest to tzw. przegrzewanie się cieczy. Jak wiesz, czysta woda przy normalnym ciśnieniu atmosferycznym powinna wrzeć w temperaturze 100°C. Tymczasem, jeśli naczynie jest czyste i ogrzewanie prowadzimy powoli, bez wstrząsów, możemy wodę ogrzać do 110, a nawet czasem do 140°C bez wywołania zjawiska wrzenia. Ale stan taki jest bardzo nietrwały, wystarczy więc lekki wstrząs lub wrzucenie jakiegokolwiek przedmiotu porowatego, aby natychmiast wywołać bardzo gwałtowne „przyczajone" wrzenie.



Zjawisko przegrzewania się cieczy jest szczególnie niebezpieczne i szkodliwe podczas destylacji. W przypadku naszego doświadczenia przegrzaniu uległa woda. Gdyby jej było w kolbie więcej, mogłaby wykipieć na zewnątrz. No dobrze, a co by było, gdyby tak przegrzaniu uległ denaturat, aceton, benzyna, czy też jakiś inny bardzo łatwo palny płyn? Nie zapominaj bowiem, że przegrzaniu ulegają wszystkie ciecze.

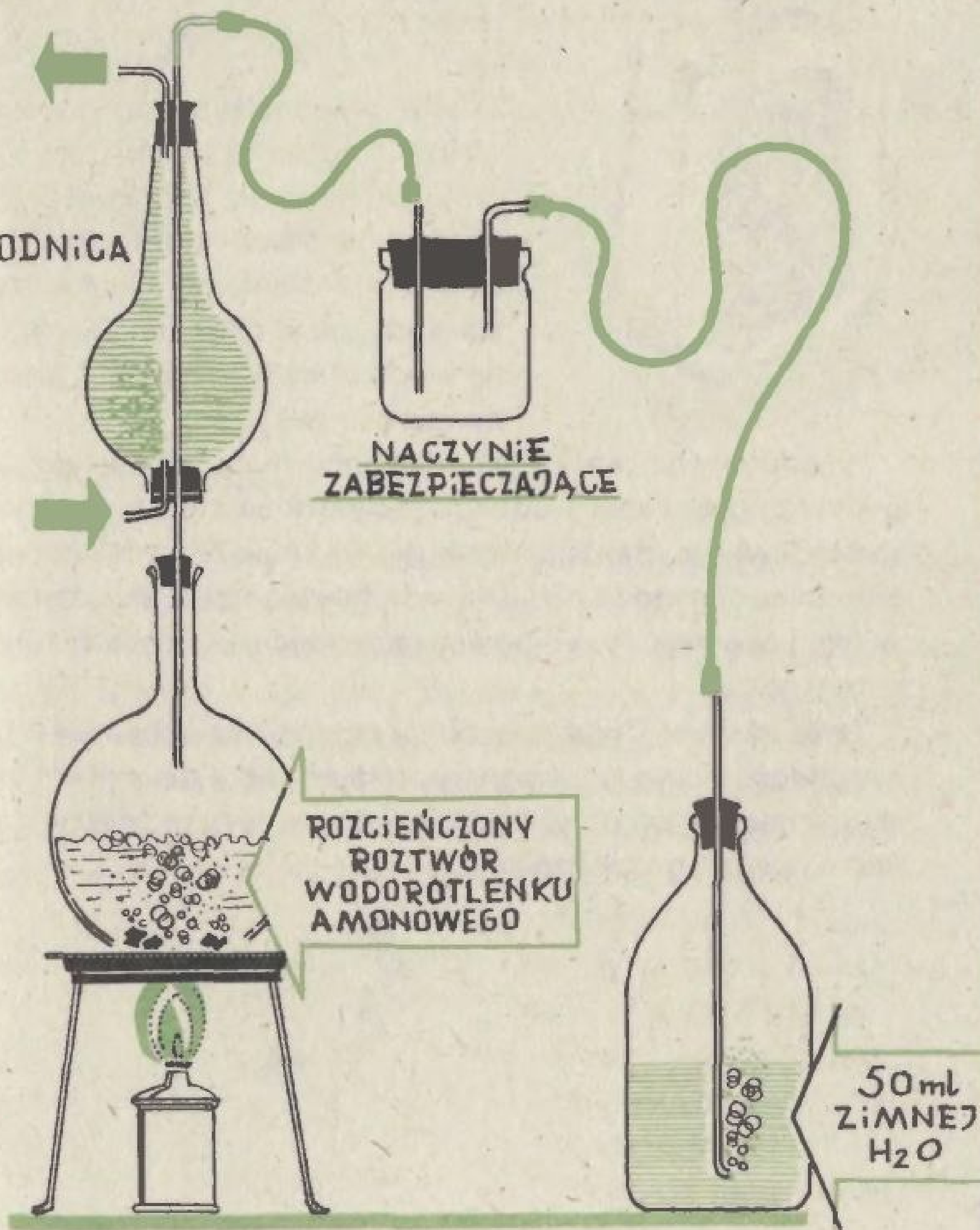


Dlatego też chemicy, aby nie dopuścić do przegrzania, na dno kolbek destylacyjnych wrzucają parę kawałeczków porowatego fajansu lub gliny.

Pamiętaj więc i Ty, aby zawsze przed przystąpieniem do destylacji jakiejkolwiek cieczy, umieszczać najpierw w kolbie małe kawałeczki takich porowatych ciał. Wrzenie przebiega wówczas spokojnie, prawidłowo i ściśle w określonej dla danej cieczy temperaturze.

Zagęszczenie wodnego roztworu amoniaku

Po wylaniu niepotrzebnej już wody do kolbki stojącej na siatce i trójnogu wlej posiadany rozcieńczony roztwór wodnego roztworu amoniaku. Do wnętrza wrzuć parę kawałeczków fajansu lub wypalonej gliny, w sumie nie więcej niż 2–3 kawałeczki, po czym wylot kolbki zamknij szczelnie korkiem, przez który przechodzi rurka pionowo osadzonej chłodnicy wodnej (chłodnica zwrotna). Drugi wylot chłodnicy połącz krótkim odcinkiem węża gumowego z małym naczyniem zabezpieczającym, a to z kolei z 0,2 l butelką napełnioną 50 cm^3 silnie oziębionej wody. Całą zmontowaną aparaturę widzisz na rysunku s. 127.


HŁODNICA
NACZYNIE ZABEZPIECZAJĄCE
ROZCIEŃCZONY ROZTWÓR WODOROTLENKU AMONOWEGO
50ml ZIMNEJ H_2O



TO TEŻ JEST CHŁODNICA ALE SAMOCHODOWA

Gdy rozpoczniesz ogrzewanie kolbki, z roztworu ulatniać się zacznie amoniak. W ten sposób, po 15–20 minutach gotowania, w kolbce pozostanie już niemal czysta woda, zaś w naczyniu z oziębioną wodą otrzymasz stężony, wodny roztwór NH_3.

W odpowiedzi na Twoją zdziwioną minę wyjaśniam, że podczas ogrzewania wodnego roztworu amoniaku ulega on rozkładowi i wydziela się gazowy amoniak NH_3. Natomiast chłodnicę dlatego osadziliśmy w kolbie pionowo, aby skroplić w niej i zawrócić w dół powstającą obficie podczas wrzenia parę wodną.

Teraz znanym Ci już sposobem postaraj się oznaczyć procentowość nowo otrzymanego NH_3aq, no i jak zawsze po skończonej pracy, umyj dokładnie naczynia oraz zrób porządek w swoim gospodarstwie.

KWAS SOLNY

WŁASNEJ PRODUKCJI

Nowy znajomy – mol

Już kilka razy podawałem Ci opisy doświadczeń, do wykonania których potrzebny był kwas solny.

Możliwe, że udało Ci się zdobyć ten odczynnik, ale to nic nie szkodzi. Kwas solny jest tak ważnym i tak często używanym odczynnikiem, że warto nauczyć się go „produkować".

Metoda, którą zaraz opiszę, jest już bardzo stara. Właśnie w ten sposób kwas solny otrzymywali nasi bardzo dawni poprzednicy, a mianowicie średniowieczni alchemicy.



Niezbędnymi surowcami do wytworzenia kwasu solnego o wzorze HCl są:

kwas siarkowy – H_2SO_4,
chlorek sodowy – NaCl,
woda – H_2O.

Zdobycie dwu ostatnich surowców nie nastręczy Ci żadnego kłopotu. Jeżeli na-

tomiast chodzi o kwas siarkowy, to związek ten niestety musisz kupić. Przypominam, że kwas siarkowy, jako służący do napełniania akumulatorów, znajduje się w każdym warsztacie samochodowym i elektrotechnicznym, prowadzącym konserwację akumulatorów.

Kwas solny otrzymuje się działając kwasem siarkowym na chlorek sodowy. Zachodzi wówczas reakcja:



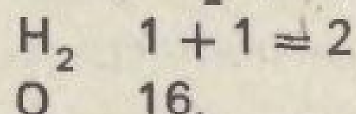
$$2NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HCl\uparrow.$$

Warto zapamiętać, że reakcja ta stanowiła pierwsze stadium przy produkcji sody dawną metodą, zwaną od odkrywcy metodą Leblanca.

A teraz proszę o specjalne skoncentrowanie uwagi, gdyż pragnę Cię zapoznać z jedną bardzo ważną i niezmiernie potrzebną we wszystkich obliczeniach jednostką chemiczną. Jednostką tą jest **mol**, zwany również gramocząsteczką. Raczej dla żartu tylko dodam, że chemiczny mol nie ma nic wspólnego z owadem zagrażającym całości naszej garderoby. Jest to po prostu jednostka ilości substancji. Inaczej mówiąc, mol jest to ilość gramów substancji równa liczbowo jej ciężarowi cząsteczkowemu. Ciężary atomowe ważniejszych pierwiastków znajdziesz na końcu tej książki.

Dokładniej wyjaśnimy to na konkretnych przykładach.

Tak więc, 1 mol wody równa się 18 g, bo ciężar cząsteczkowy wody, H_2O, wynosi:



H_2 $1 + 1 \approx 2$

O 16.



Z kolei, 1 mol chlorku sodowego równa się 58 g, bo

Na 22,9
Cl 35,1.

Aby więc obliczyć mol danego związku chemicznego, trzeba napisać jego wzór, po czym zsumować w nim wszystkie ciężary atomowe, zwracając pilną uwagę na ilość atomów poszczególnych pierwiastków.

Powracamy teraz do naszego wzoru reakcji otrzymywania kwasu solnego



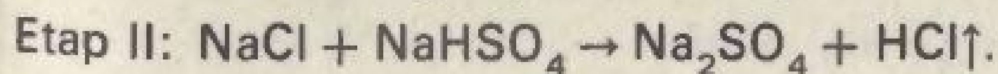
$$2NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HCl\uparrow.$$

Jak widzisz, działając 1 molem kwasu siarkowego na 2 mole chlorku sodowego, otrzymujemy 2 mole chlorowodoru i 1 mol siarczanu sodowego, Na_2SO_4. Dla oznaczenia, że powstający podczas reakcji chlorowodór jest gazem i jako taki uchodzi ze środowiska, obok jego symbolu we wzorze stawiamy strzałkę skierowaną ku górze.

Ale niestety, w rzeczywistości rzadko która reakcja przebiega tak prosto, jak by to się wydawało ze wzoru napisanego na papierze. W Twoim przypadku, reakcja kwasu siarkowego z wodorotlenkiem sodowym, przeprowadzona w temperaturze pokojowej, zachodzi połowicznie. Znaczy to, że nie otrzymasz od razu 2 moli HCl i 1 mola związku zwanego siarczanem sodowym. Nie znaczy to oczywiście, że poprzednio napisany wzór jest błędny. Po prostu reakcja ta w rzeczywistości przebiega w dwóch etapach.



Etap I: $NaCl + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HCl\uparrow.$



Etap II: $NaCl + NaHSO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + HCl\uparrow.$



Reakcja pierwsza przebiega samorzutnie już w normalnej temperaturze, natomiast druga jest reakcją wybitnie endotermiczną, czyli wymagającą wysokiej temperatury 800–850°C.

Zdziwi Cię pewnie, gdy powiem, że otrzymany z powyższych reakcji chlorowodór, HCl, nie jest kwasem. Myślisz może, że wkradł się tu jakiś błąd drukarski nie zauważony przez korektora. Przecież na początku tego rozdziału, mówiąc o kwasie solnym, podawałem jego wzór chemiczny, który brzmi – HCl. Dlaczego więc otrzymany produkt o tym samym wzorze chemicznym nie jest kwasem solnym?

Ty zaś zauważyłeś, że najpierw produkt reakcji o wzorze HCl nazwałem chlorowodorem, a potem określiłem go jako gaz, podczas gdy powszechnie wiadomo, iż kwas solny jest cieczą.

A ja dodaję, że na tym jeszcze nie koniec zagadek. Mianowicie gazowy chlorowodór można, oziębiając i sprężając, skroplić, ale mimo to nadal nie będzie on kwasem solnym, gdyż nie posiada jego właściwości, a więc chociażby nie przewodzi prądu elektrycznego, nie zabarwia papierka lakmusowego na czerwono, a cynk i żelazo nie rozpuszczają się w nim, czego najlepszym dowodem jest magazynowanie ciekłego chlorowodoru w metalowych butlach.



Otóż cała tajemnica kryje się

w tym, że kwas solny jest to po prostu wodny roztwór gazowego chlorowodoru. Bezwodny chlorowodór nie jest kwasem, ale wystarczą już ślady wilgoci, aby się nim stał. A więc sytuacja jest podobna do tej, jaką obserwowaliśmy z amoniakiem.

Z równania



$$NaCl + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HCl\uparrow$$

widzisz, że teoretycznie biorąc 58 g chlorku sodowego i 98 g kwasu siarkowego otrzymuje się 36 g gazowego chlorowodoru.

Zanim jeszcze otrzymamy kwas solny

Aparatura nasza, podobnie jak i fabryczna, musi się składać z dwu zasadniczych części: naczynia, w którym będziemy wywiązywali gazowy chlorowodór, oraz z drugiego, w którym będzie pochłaniać go woda.

Ależ tak. Oczywiście masz rację. Pomiędzy te dwa człony aparatury trzeba jeszcze koniecznie wstawić naczynko zabezpieczające. Brawo, widzę, że w Tobie tkwią zadatki na rasowego chemika, jesteś bowiem spostrzegawczy i systematyczny.

Znamy się już dobrze, więc wiesz, że nie szafuję zbyt pochopnie pochwałami. W tym jednak przypadku zasłużyłeś na to. Co więcej, Twoja pamięć, spostrzegawczość i systematyczność, jaką przed chwilą okazałeś, nie tylko mnie ucieszyły, lecz i poważnie uspokoiły. Co tu bowiem obwijać w bawełnę. Za chwilę czeka Cię wykonanie doświadczenia z kwasem siarkowym, który jest przecież substancją bardzo silnie parzącą i żrącą. Jedna kropla na ubraniu, obrusie czy firance i już jest wypalona dziura. Skóra na rękach ulega bardzo silnym

poparzeniom w zetknięciu z tym kwasem. No, a cóż dopiero oczy, twarz?

Nie dziw mi się więc, że przystępując do opisywania otrzymywania kwasu solnego, odczuwałem poważny niepokój i zadawałem sobie pytanie:

A nuż będziesz pracował nieostrożnie? A może jest jeszcze dla Ciebie zbyt wcześnie na takie sprawy? No, bo z kwasem siarkowym żartów nie ma. I już miałem doświadczenie to opuścić, gdy z drugiej strony kombinowałem sobie: czy można zostać chemikiem, nie zetknąwszy się z kwasem siarkowym?



Nonsens. Siedząc na krześle z patykiem w ręku, choćby nawet wygiętym, nie opanuje się sztuki prowadzenia motocykla.

I postanowiłem zaryzykować. Powiedziałem sobie: skoro lubisz chemię i eksperymentowanie, to na pewno zastosujesz się do moich wskazówek i doświadczenie przeprowadzisz powoli i ostrożnie. Przecież kiedyś trzeba zacząć. Bo laboratorium chemiczne bez kwasu siarkowego jest jak szpital bez lekarstw.



(8)

NIE TRAĆ GŁOWY!



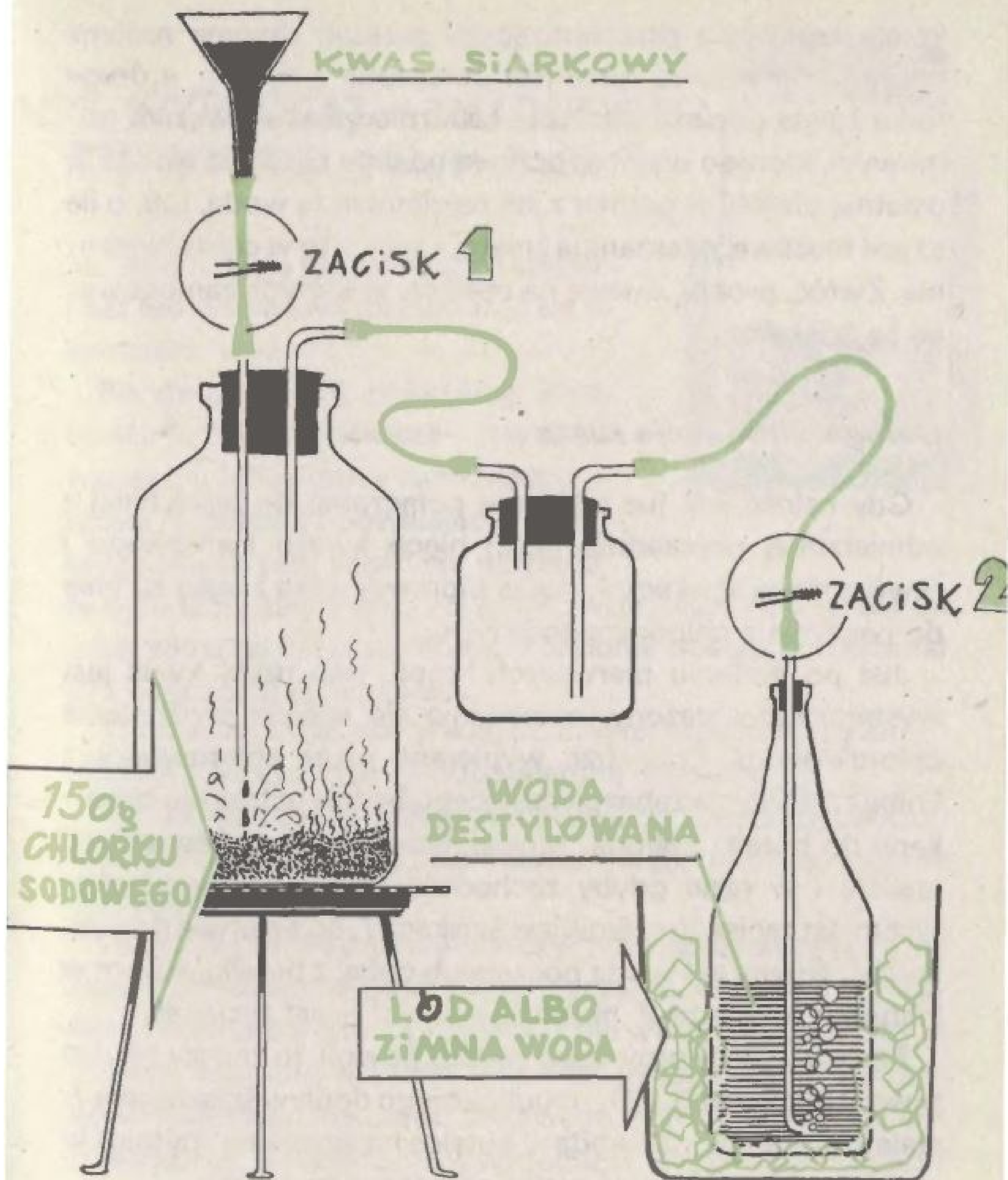
Za chwilę przeprowadzisz pierwsze doświadczenie z kwasem siarkowym. Zapamiętaj więc, że po pierwsze trzeba pracować na folii lub ceracie i to powoli, kontrolując stale wykonywane czynności. Już to pozwoli Ci w dużym stopniu uniknąć rozlewania, rozchlapywania czy też pryskania tej żrącej cieczy. Dalej pamiętaj, aby mokrym od kwasu pręcikiem lub też naczyniem nie dotykać do ubrania czy jakichkolwiek sprzętów.

Następna rada. Pracując z kwasem siarkowym miej zawsze pod ręką przygotowaną mokrą szmatkę, aby natychmiast zetrzeć ewentualnie rozlaną kropelkę. Jeżeli kapnie Ci odrobina kwasu na rękę, to nie trać głowy, od tego się nie umiera, lecz jak najszybciej zmyj ją bardzo dokładnie pod bieżącą wodą, a następnie, w celu ostatecznej neutralizacji, umyj mydłem.

Proszę Cię, zastosuj się do moich uwag, a wówczas wspólnie przekonamy nasze otoczenie, że chemia nie jest wcale bardziej niebezpieczna od każdego innego majsterkowania, a prowadzenie w domowym laboratorium doświadczeń, nawet z kwasem siarkowym, nie prowadzi od razu do nieodwracalnych zniszczeń.

Ale się rozgadałem. Wracajmy więc co prędzej do pracy.

Otrzymywanie chlorowodoru najlepiej jest przeprowadzić w okrągłej kolbie lub o takiej samej pojemności tzw. kolbie Erlenmeyera. Z braku jednej i drugiej możesz użyć słoika szkla-


KWAS SIARKOWY
ZACISK 1
ZACISK 2
WODA DESTYLOWANA
150g CHLORKU SODOWEGO
LÓD ALBO ZIMNA WODA

knięte korkiem z przechodzącymi przezeń dwoma rurkami szklanymi. Pionowa rurka jest połączona z lejkiem, a druga rurka zgięta poprzez naczynie zabezpieczające z wężem gumowym, którego wylot spoczywa na dnie butelki z wodą. Tę ostatnią umieść w garnku z jak najzimniejszą wodą, lub, o ile to jest możliwe, mieszaniną śniegu z solą, a to w celu chłodzenia. Zwróć, proszę, uwagę na miejsca, w których zamocowane są ściskacze.

Uwaga: produkcja rusza

Gdy całość jest już szczelnie połączona, do lejka nalej z odmierzonej poprzednio ilości nieco kwasu siarkowego i otwórz nieco ściskacz *1*. Kwas pionową rurką z lejka spłynie do naczynia z chlorkiem sodowym.

Już po dodaniu pierwszych kropli, jeśli użyty kwas jest wystarczająco stężony, rozpocznie się reakcja wydzielania chlorowodoru. Powietrze wypierane przez chlorowodór z kolby i z naczynia zabezpieczającego będzie uchodziło bąbelkami do butelki z wodą. Musisz teraz bacznie obserwować reakcję i w razie gdyby zachodziła zbyt gwałtownie, natychmiast zacisnąć całkowicie ściskacz *1*, co przerwie dopływ kwasu. Gdyby zaś woda poczęła się cofać z butelki wężem w kierunku ściskacza *2*, musisz go natychmiast zacisnąć.

Reakcję należy prowadzić bardzo powoli, to znaczy bardzo powoli dodawać H_2SO_4, regulując jego dopływ ściskaczem *1*, stale kontrolując, czy woda w butelce nie grzeje się zbytnio i w razie potrzeby zmieniać wodę chłodzącą w garnku.

Jeśli podczas pracy poczujesz ostrą, gryzącą woń chlorowodoru, będzie to dowodem, że albo aparatura jest nieszczel-



na, albo reakcję prowadzisz za szybko i gaz ten nie nadąża rozpuszczać się w wodzie.

Po dodaniu 1/3 obliczonej ilości kwasu oba ściskacze zamknij, wstrząśnij kilkakrotnie zamkniętą poprzednio butelką z powstającym kwasem solnym, jeśli zaistnieje potrzeba, to ostudź jej zawartość, po czym zwolniwszy oba ściskacze dalej wkraplaj kwas siarkowy. Podobnie postąp po dodaniu 2/3 obliczonej ilości kwasu.

Otrzymany kwas solny wlej do czystej buteleczki ze szlifowanym korkiem i naklej odpowiednią etykietkę.

Oczywiście cały przebieg „produkcji", a zwłaszcza obliczenia i równania, zapisz w dzienniczku, nie zapominając również o rysunku aparatury.

Podczas tych porządkowych czynności rodzi się pytanie, co zrobić z mieszaniną pozostałą w naczyniu, w którym wywiązywałeś chlorowodór? Oczywiście nie wyrzucaj jej. Byłoby to wielkim marnotrawstwem. Przecież mieszanina ta zawiera wiele kwaśnego siarczanu sodowego, $NaHSO_4$, który po odpowiednim oczyszczeniu wzbogaci Twoje laboratorium. Substancję tę przenieś ostrożnie do szczelnie zamykanego słoiczka, napisz na ety tce co to jest, a niedługo zajmiemy się znowu tym preparatem.



BIAŁY DYM i SUBLIMACJA

Tajemnicza mgła

Do parowniczki lub jakiegoś innego płaskiego naczynia nalej kilka kropel kwasu solnego. A teraz do patyczka za pomocą pinezki lub nitki przymocuj skrawek bibuły. Skrawek ten zwilż wodnym roztworem amoniaku poprzednio przez siebie wykonanym. Następnie bibułę powolnym ruchem przenieś nad naczynie z kwasem solnym. W momencie, gdy skrawek znajdzie się już o parę centymetrów od naczynia z kwasem, zauważysz, że w powietrzu wokół skrawka powstaje wyraźnie biały obłok.

Jednak, skoro teraz Twój ścinek oddalisz nieco od naczynia z kwasem, to biały obłok od razu zaniknie, ale przy ponownym zbliżeniu do naczynia bibuła znowu pokryje się białą chmurką.

Na czym polega to efektowne zjawisko, które już alchemikom służyło często w ich tajemniczych praktykach?

Aby to wyjaśnić, musisz systematycznie szukać przyczyny. A więc po pierwsze przekonaj się, czy przypadkiem bibuła nie odgrywa tu jakiejś roli.

W tym celu do dwu małych parowniczek nalej, do jednej parę kropel kwasu solnego, do drugiej parę kropel wodorotlenku amonowego. Obie te parowniczki postaw z daleka od siebie na stole i zacznij je powoli do siebie przybliżać. Gdy parowniczki znajdą się już dość blisko siebie, ponad nimi powstanie ten znany Ci już biały obłoczek. Zgodzisz się w tym ze mną, że bibuła nie była tu wcale potrzebna.

A teraz następna próba. Oba naczynia (to z kwasem solnym i to z wodorotlenkiem amonowym) ustaw na stole w odległości 30–40 cm od siebie. Weź kawałeczek rurki gumowej lub igelitowej i trzymając ją poziomo nad jednym z naczyń dmuchaj przez nią lekko. I oto natychmiast nad naczyniem drugim pojawi się obłoczek.

Możesz postąpić jeszcze inaczej. Oba naczynia z odczynnikami ustaw na stole w odległości 30–40 cm. Postaraj się o 2 rurki i poproś kolegę lub kogoś z rodzeństwa, aby dmuchał przez jedną rurkę, Ty zaś dmuchaj przez drugą. Ale teraz uwaga: umieszczone nad naczyniami wyloty rurek nie są skierowane do siebie, lecz w przedłużeniu tworzą kąt prosty. Gdy więc przez obie rurki zaczniecie dmuchać, to nad stołem w miejscu przecięcia się przedłużeń rurek powstanie biały obłok.

– Co stanowi ten biały obłok? – pytasz.

Tworzą go mikroskopijnej wielkości cząstki chlorku amonowego – NH_4Cl. Dziwi Cię fakt, skąd bierze się ten związek nad parowniczkami lub wręcz nad stołem?

Po prostu tworzy się on z par amoniaku i kwasu solnego. Zarówno bowiem wod-

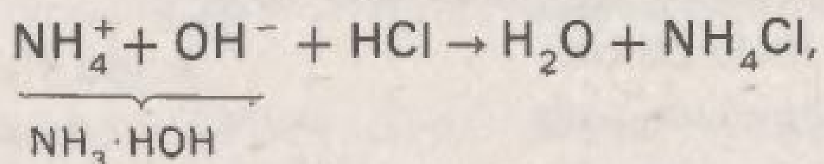


ny roztwór NH_3, jak też i kwas solny są związkami dosyć lotnymi. Znaczy to, że już w zwykłej temperaturze pokojowej wydziela się z nich spora ilość par. Skoro tylko pary obu tych związków spotykają się, natychmiast reagują ze sobą chemicznie, tworząc chlorek amonowy.

Ponieważ związek ten, unosząc się w powietrzu tworzy tak małe cząstki, iż nie sposób jest je schwytać, aby nieco lepiej poznać ten ciekawy związek, postaramy się otrzymać go w nieco już większych ilościach.

Oczywiście, masz rację, że chlorek amonowy można bardzo łatwo otrzymać zobojętniając kwas solny wodorotlenkiem amonowym. Ale proszę Cię, nie spiesz się tak i na razie odstaw te obie butelki. Po co niepotrzebnie marnować odczynniki z takim trudem samodzielnie otrzymane? Przecież tam, na półeczce masz buteleczkę z płynem, który nam pozostał po doświadczeniach prowadzonych wg wskazówek podanych w rozdziale 8.

Pamiętasz? Przecież w celu ustalenia stężenia posiadanych wodnych roztworów NH_3 prowadziłeś ich zobojętnianie kwasem solnym. Przypomnijmy sobie, że wówczas zachodziła reakcja



$$\underbrace{NH_4^+ + OH^-}_{NH_3 \cdot HOH} + HCl \rightarrow H_2O + NH_4Cl,$$

czyli w wyniku zobojętnienia powstała woda oraz sól, chlorek amonowy. A więc przechowywany przez Ciebie roztwór zawiera chlorek amonowy oraz najprawdopodobniej nieco nadmiaru kwasu solnego lub wodorotlenku amonowego. Na to więc, aby teraz otrzymać stały, suchy chlorek amonowy, trzeba z posiadanego roztworu odparować wodę.

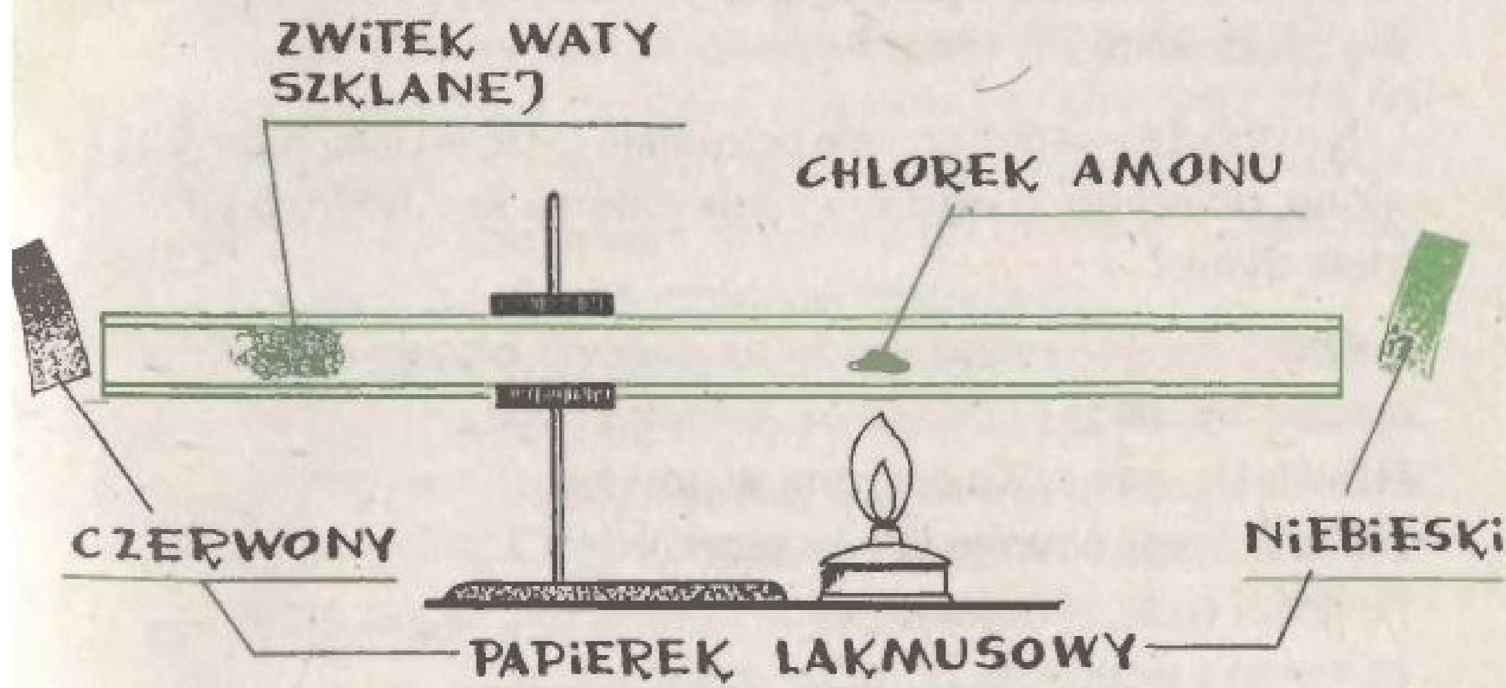
No, to do dzieła. Roztwór wlej do parowniczki, ustaw ją na siatce leżącej na trójnogu, zapal źródło ciepła i ogrzewaj.

Ponieważ rozpuszczalność chlorku amonowego w wodzie jest bardzo duża, roztwór musisz odparować aż do sucha. W miarę odparowywania wody w parowniczce pocznie się gromadzić biały osad. Jest to właśnie chlorek amonowy. Gdy odparujesz już całą wodę, ogrzewaj, ale ostrożnie, jeszcze przez jakiś czas parowniczkę z osadem. Wkrótce zauważysz, iż z parowniczki poczną wydobywać się białe dymy, wówczas ogrzewanie przerwij.

I oto nowe pytanie.

– Co to są i skąd się biorą nad parowniczką owe białe dymy?

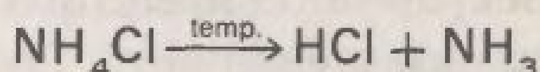
Odpowiedzi dostarczy Ci następujące doświadczenie. W łapę statywu zamocuj poziomo 30 cm rurkę szklaną o średnicy 6–8 mm. W środku rurki umieść grudkę wydobytego z parowniczki chlorku amonowego. Z kolei z jednej strony na głębokości ok. 5 cm od wylotu wsuń miękki zwitek waty szklanej.



Teraz do wylotu od strony waty przyłóż zwilżony wodą czerwony papierek lakmusowy, zaś do drugiego wylotu przyłóż zwilżony wodą niebieski papierek lakmusowy.

Za pomocą lampki spirytusowej lub palnika gazowego zaczynaj powoli poprzez rurkę ogrzewać grudkę chlorku amonowego. Po paru minutach zauważysz, że rurkę wypełnią białe dymy, a nasz kawałeczek gdzieś zniknie. Co ciekawsze, niebieski papierek lakmusowy zabarwi się na czerwono, zaś czerwony na niebiesko.

Zaobserwowane przez Ciebie zjawisko polega na termicznym rozkładzie chlorku amonowego. W temperaturze powyżej 200°C związek nasz rozpada się na amoniak i chlorowodór:



$$NH_4Cl \xrightarrow{temp.} HCl + NH_3$$

Właśnie te gazy zmieniły barwę papierków lakmusowych. Zatyczka z waty szklanej miała na celu rozdzielenie tych gazów, gdyż amoniak, jako lżejszy, o wiele szybciej przedostaje się przez watę niż chlorowodór.

No dobrze – mówisz – ale pozostaje jeszcze dalej nie wyjaśnione, dlaczego to ogrzany silnie chlorek amonowy wydziela białe dymy?

Otóż, jak już wiesz, podczas silnego ogrzewania chlorek amonowy ulega rozkładowi, jednak powstające z niego pary HCl i NH_3, gdy tylko ostygną w powietrzu, natychmiast łączą się ze sobą ponownie w cząsteczki NH_4Cl. Właśnie niezliczone ilości tych mikroskopijnych cząsteczek, łącząc się w cząstki, tworzą w powietrzu biały obłoczek.

Pary bez cieczy

Jak na pewno już zaobserwowałeś, większość otaczających nas ciał, jak np. lód, metale czy parafina, ogrzane topią się, a przy dalszym podnoszeniu temperatury poczynają wrzeć, zamieniając się przy tym gwałtownie w pary.

Jednak obok nich istnieją i takie – nieliczne co prawda – ciała, które w normalnych warunkach ogrzewane nie przechodzą w stan ciekły, lecz od razu ze stanu stałego bezpośrednio przechodzą w pary. Zachowanie takie zwane jest sublimacją. Do ciał zamieniających się podczas ogrzewania od razu w pary należy między innymi jod, naftalen, popularnie zwany naftaliną, i nasz chlorek amonowy.

Ponieważ po Twojej minie widzę, że masz jakieś poważne wątpliwości, radzę Ci, wykonaj dla wyjaśnienia doświadczenie.

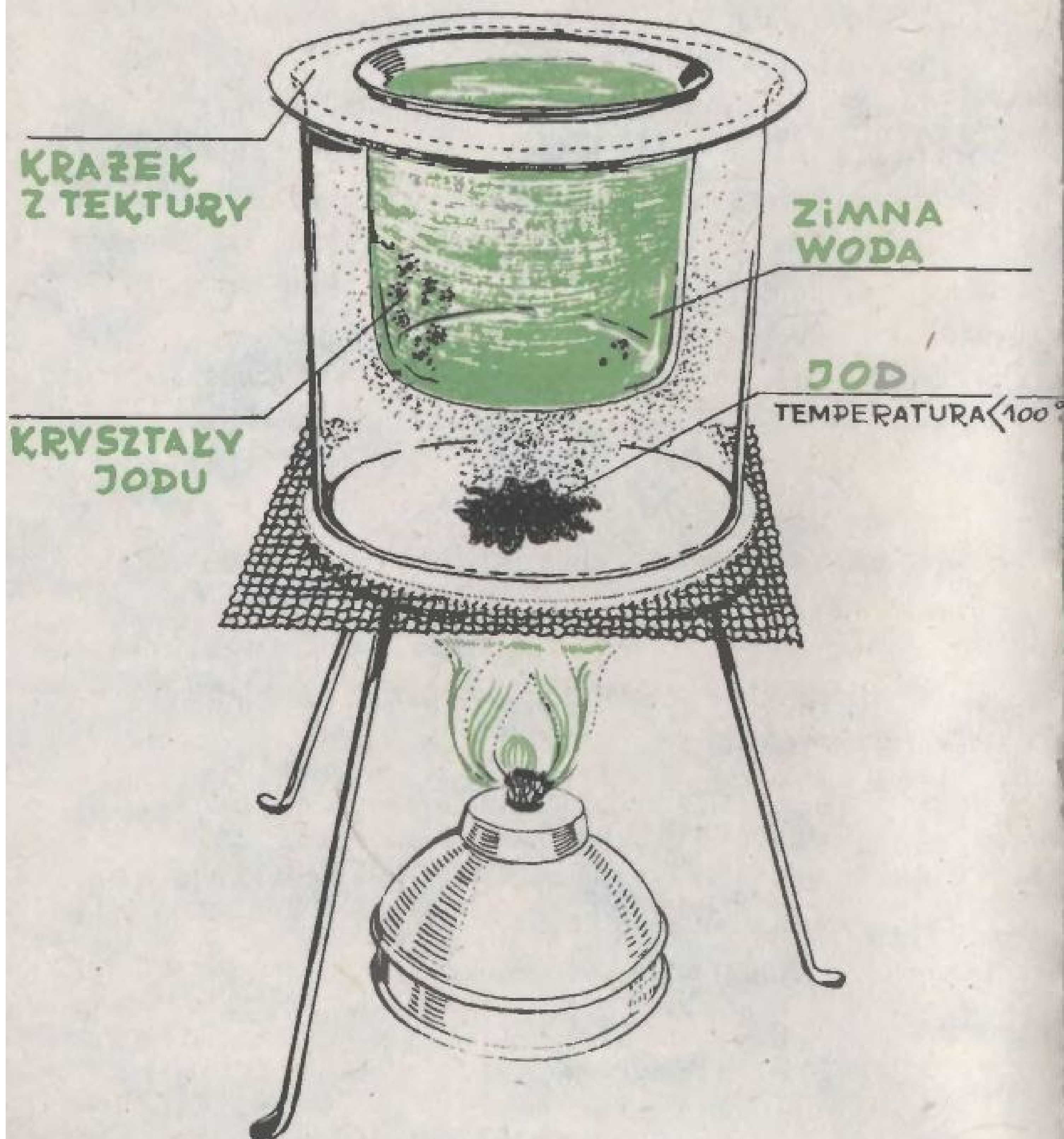
Potrzebne będą dwie małe zleweczki, wchodzące jedna w drugą, oraz parę kropel popularnego płynu, stosowanego do dezynfekcji ran, zwanego jodyną.

W krążku tektury wytnij otwór dopasowany szczelnie do zewnętrznej średnicy mniejszej zleweczki. Krążek ten połóż na większej zlewce i w otworze krążka umieść mniejszą zleweczkę, która swym kołnierzem zawiśnie na tekturze. Chwilowo jednak wyjmij jeszcze to mniejsze naczynko.

Teraz na dno tej większej zlewki, stojącej na siatce azbestowej i trójnogu, wlej parę kropel jodyny, zapal mały płomyk gazowy lub lampki spirytusowej i ogrzewaj bardzo ostrożnie zlewkę. Zabieg ten ma na celu odparowanie alkoholu, bowiem jodyna jest alkoholowym roztworem jodu.

Gdy na dnie zlewki pozostanie już tylko sucha, brunatno-

SUBLIMACJA JODU



czerwona plama, do małej zleweczki wlej zimnej wody i zawieś ją na krążku tektury we wnętrzu zlewki większej tak, jak to widziałeś na rysunku.

Nie przerywając powolnego ogrzewania obserwuj teraz bacznie wnętrze większej zlewki.

Po niedługim czasie zauważysz powstanie fioletowoczerwonego obłoku, po czym na zewnętrznych ściankach małej zleweczki poczną się pojawiać jakieś ciemne punkciki. Wreszcie ciemna plama na dnie większej zlewki zupełnie zginie, za to zewnętrzne ścianki małego naczynka będą usiane drobniuteńkimi fioletowoczerwonymi kryształami.

I w ten sposób przeprowadziłeś proces sublimacji jodu, który już w temperaturze poniżej 100°C, nie topiąc się, zmienia się w fioletowoczerwone pary. Te właśnie pary, w zetknięciu z zimnymi ściankami mniejszej zleweczki, uległy oziębieniu i utworzyły maleńkie kryształki stałego jodu.

Doświadczenie było bezsprzecznie efektowne. Jednak chemik nie byłby sobą, gdyby nie potrafił z każdego procesu wyciągnąć jakiejś nauki, jakichś wniosków.

No pomyśl sam. Masz np. rozpuszczoną w alkoholu mieszaninę jodu i jeszcze jakiegoś ciała. Co zrobić, aby z roztworu tego wydobyć czysty jod?

Radzisz, żeby odparować, a potem zaprząc do pomocy sublimację.

Słusznie. Oczyszczanie przez sublimację polega na ogrzewaniu zanieczyszczonego, ale suchego ciała. Wytworzone pary oczyszczonego ciała ochładzamy, przez co zestalają się, czyli pominąwszy stan ciekły przechodzą w stan stały. W ten sposób osobno zbieramy zestalone pary, a zanieczyszczenia, jako nielotne w tej temperaturze, stanowią pozostałość.

Małe ilości ciała oczyszczamy przez sublimację tak, jak to robiliśmy przed chwilą, za pomocą dwóch zlewek. Ale co zrobić, jeśli wypadnie przesublimować nieco więcej jakiegoś ciała?

Wtedy posługujemy się odpowiedniej wielkości lejkiem szklanym. Rozpoczynamy pracę od włożenia oczyszczanego ciała, już zupełnie suchego, do parowniczki i przykrywamy ją krążkiem gęsto dziurkowanej bibuły. Następnie parowniczkę stawiamy na siatce azbestowej, nakrywamy odpowiedniej wielkości lejkiem szklanym odwróconym nóżką do góry i oczywiście rozpoczynamy ogrzewanie. Powstające pary, po przejściu przez bibułę, osiadać będą na zimnych ściankach lejka i tam zamienią się w ciało stałe.

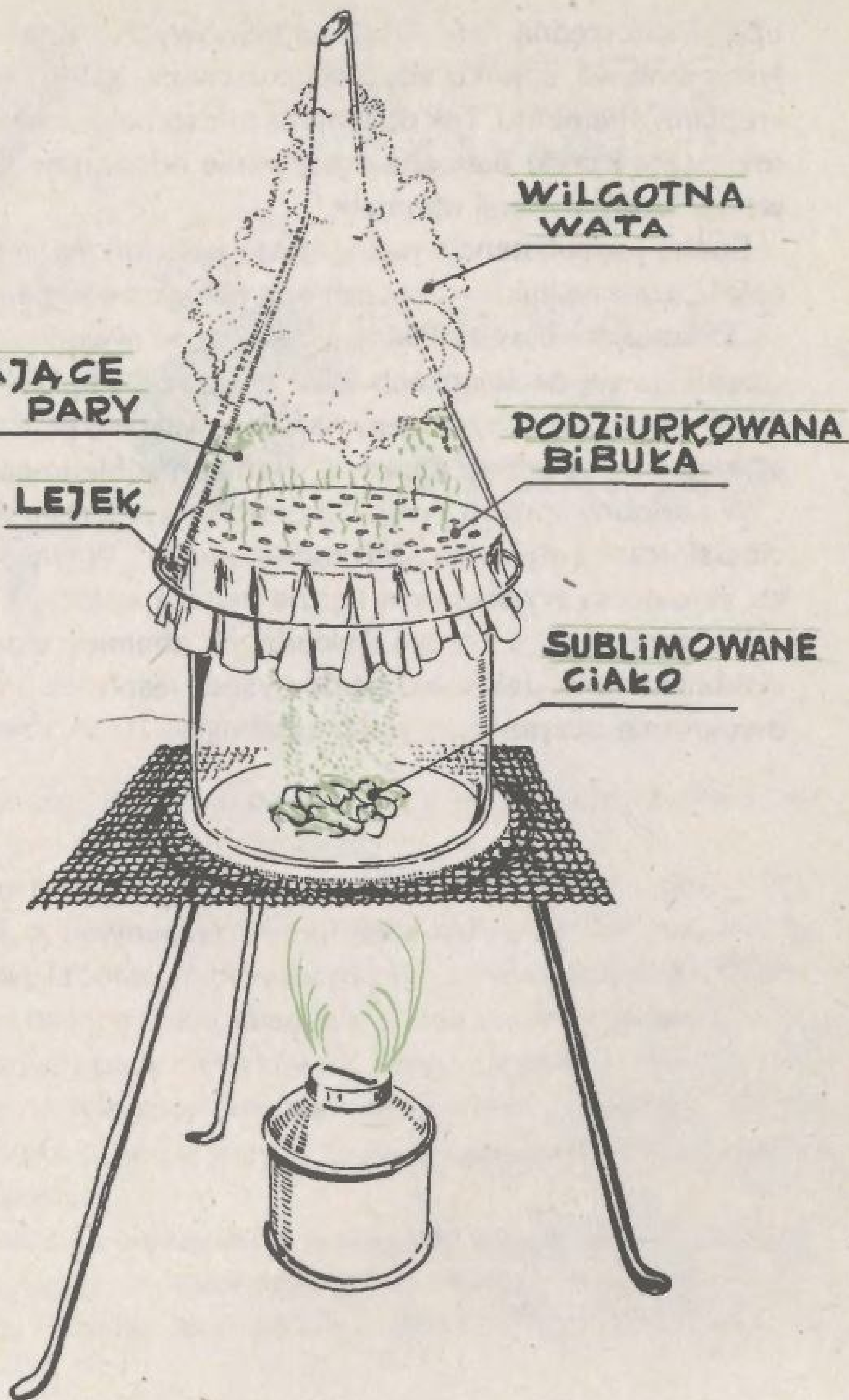
Aby zwiększyć chłodzenie, a tym samym przyśpieszyć zestalanie się par oczyszczanego ciała, na ścianki lejka możesz kłaść okresowo zmieniane płatki wilgotnej waty lub bibuły.

Naftalen sublimowany

No a teraz, znając już zasadę postępowania podczas procesu sublimacji, przeprowadź oczyszczanie naftalenu.

Weź jedną kuleczkę naftaliny służącej w gospodarstwie domowym do odstraszania moli i potłucz ją dokładnie lub też




WILGOTNA
WATA
OSIADAJĄCE
PARY
PODZIURKOWANA
BIBUŁA
LEJEK
SUBLIMOWANE
CIAŁO

uzyj równorzędną ilość łusek naftalinowych, dodaj do tego łyżkę stołową chlorku sodowego i całość polej kilkunastu kroplami atramentu. Tak otrzymaną mieszaninę umieść w parowniczce i przez ostrożne ogrzewanie odparuj na początek wodę, którą zawierał atrament.

Suchą już substancję nakryj gęsto podziurkowaną bibułą, całość przykryj lejkiem i zacznij powoli ogrzewać parowniczkę. Powstające pary naftalenu przejdą przez otworki w bibule i oziębiając się na ściankach lejka tworzyć będą bielusieńkie płatki. Zbierz tak oczyszczony naftalen, wsyp do słoiczka, a na etykietce masz prawo napisać: „Naftalen sublimowany".

W podobny sposób Twoje laboratorium może się wzbogacić o słoiczek z etykietką „Jod sublimowany". W tym przypadku surowcem wyjściowym będzie zwykła apteczna jodyna.

Do analiz i prac bardzo dokładnych chemicy stosują jod resublimowany. Jak łatwo się domyślisz, jest to po prostu jod dwukrotnie oczyszczany przez sublimację.



NOWE ODCZYNNIKI I ZNOWU O KRYSTALIZACJI

Roztwór roztworowi nierówny

Tytuł tego rozdziału pewno Cię z jednej strony zaciekawił, ale za to z drugiej strony zraził.

Jako młody, jak to się mówi – na dorobku – entuzjasta chemii, z pewnością wypatrujesz każdej chwili, aby swoje domowe laboratorium wzbogacić o nowe odczynniki. Dlatego to uśmiecha Ci się perspektywa samodzielnego wykonania następnych paru związków. Z drugiej jednak strony czujesz się już na tyle zaawansowanym eksperymentatorem, że nie bardzo pociąga Cię ponowne wałkowanie od dawna znanej krystalizacji.

Tu właśnie się mylisz. I ja również podobnie myślałem po wysłuchaniu na pierwszym roku studiów paru wykładów chemii. Przecież tego samego uczyłem się już w liceum –

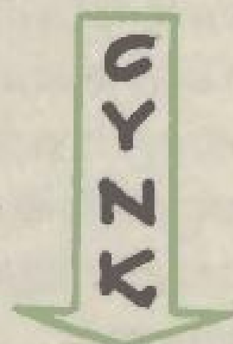
myślałem. Dopiero później zrozumiałem, że materiał ten rzeczywiście się powtarza, ale już w postaci znacznie rozszerzonej. Na tym właśnie polega nauka, aby ciągle powtarzać i przy tym rozszerzać zasób swojej wiedzy.

A więc, mimo że wiesz już sporo o krystalizacji, teraz wykorzystasz to praktycznie, no i dowiesz się nowych, ważnych szczegółów.

Ponieważ nic tak dobrze nie przemawia do wyobraźni jak prawdziwy, życiowy przykład, podaję Ci takie konkretne zadanie. Chcesz otrzymać siarczan miedziowy $CuSO_4$ i siarczan cynkowy $ZnSO_4$. Te dwa związki najprościej jest uzyskać rozpuszczając w kwasie siarkowym mosiądz. Bowiem mosiądz, jak wiesz, jest to stop miedzi z cynkiem. Kłopot jednak polega tu na tym, iż po rozpuszczeniu mosiądzu w kwasie siarkowym otrzymamy mieszaninę dwu roztworów. Jeżeli z roztworu tego odparujemy wodę, to dostaniemy idealną mieszaninę suchego $CuSO_4$ i $ZnSO_4$. I tu właśnie dochodzi do głosu metoda rozdzielania ciał na drodze krystalizacji.

Zanim przystąpisz do tej czynności, zapoznaj się z najważniejszymi zjawiskami, które decydują o powstawaniu i rośnięciu kryształów.

A więc po pierwsze, zabierając się do krystalizacji jakiegoś związku, musisz znać jego rozpuszczalność w wodzie. I tak np. z poprzedniego doświadczenia, kiedy otrzymy-







waliśmy kwas solny, pozostał Ci produkt odpadkowy, kwaśny siarczan sodowy $NaHSO_4$. Sięgnij więc teraz na półeczkę po słoiczek z takim właśnie napisem. Preparat ten zawiera jeszcze wiele domieszek, które musimy usunąć. Wlej go więc wraz z ewentualnym osadem do parowniczki i ogrzewaj powoli dopóty, dopóki na ściankach naczynia nie pocznie się tworzyć biały osad. Przerwij wówczas ogrzewanie i parowniczkę wraz z jej zawartością silnie ostudź. Wytrącone na dnie przezroczyste kryształy odsącz i wysusz na bibule. Jest to względnie już czysty kwaśny siarczan sodowy, $NaHSO_4$.

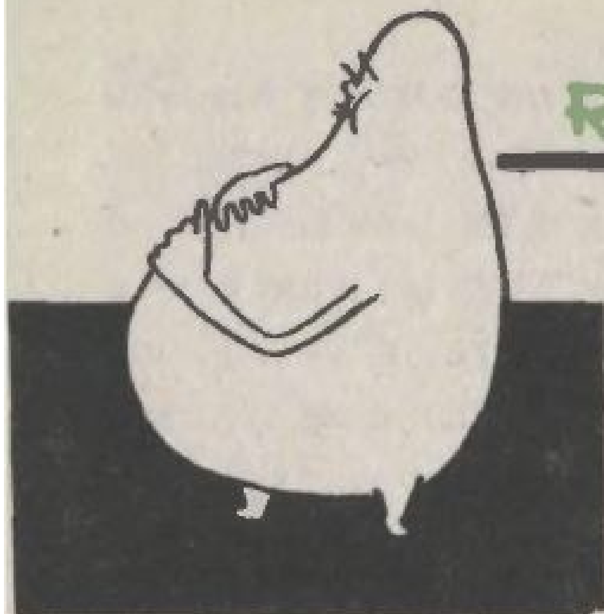
Ogólnie biorąc, wraz ze wzrostem temperatury wody wzrasta wybitnie rozpuszczalność związków chemicznych. W przypadku naszego kwaśnego siarczanu sodowego jego rozpuszczalność wygląda następująco:

W 100 ml wody w temperaturze 25°C rozpuszcza się 29 g $NaHSO_4$. A więc pamiętaj, żadne nawet najenergiczniejsze mieszanie nic tu nie pomoże. W temperaturze 25°C w 100 cm^3 rozpuścić się może tylko 29 g $NaHSO_4$, i ani grama więcej. Natomiast w temperaturze 100°C w tych samych 100 cm^3 wody rozpuścić już możemy 95 g kwaśnego siarczanu sodowego.

Roztwór taki, w którym w danej temperaturze nie może się już rozpuścić więcej ani 1 gram danego związku, nazywamy roztworem nasyconym.

Jeśli więc w 100 cm^3 wody ogrzanej do temperatury 100°C rozpuścisz 95 g $NaHSO_4$ i roztwór ten oziębisz do 25°C, to z roztworu tego wydzielić się musi 95–29 = 66 g kwaśnego siarczanu sodowego.

Słyszałeś na pewno przysłowie „co nagle, to po diable". Przysłowie to jest słuszne i w naszym przypadku. Jeśli bo-



ROZTWÓR NASYCONY

wiem nasycony w temperaturze 100°C roztwór szybko oziębisz do temperatury 25°C, wówczas zawarty w nim związek chemiczny wydzieli się, ale w postaci bardzo maleńkich, drobniuteńkich kryształków.

Aby teorię poprzeć faktami, spróbuj to wykonać. W 50 ml wody ogrzanej do wrzenia rozpuść 47 g $NaHSO_4$. Następnie roztwór ten szybko ostudź wstawiając naczynie z nim do mieszaniny śniegu lub lodu z solą (chlorkiem sodowym). Po kilkunastu minutach na dnie naczynia otrzymasz garść bardzo drobnych kryształków przypominających piasek.

Stąd płynie wniosek, iż aby otrzymać duże, piękne kryształy, nasycony roztwór trzeba studzić bardzo powoli. W praktyce chcąc otrzymać ładne, duże kryształy postępujemy w ten sposób, że nasycony nie w temperaturze 100°C, lecz w temperaturze pokojowej roztwór trzymamy przez kilka lub nawet kilkanaście dni. W temperaturze pokojowej woda z otwartego naczynia paruje bardzo powoli, a więc równie wolno z roztworu tego wydzielają się kryształy. Jeśli zamiast wielu, lecz stosunkowo małych kryształów gromadzących się na dnie naczynia chcesz otrzymać jeden piękny kryształ, wówczas musisz zawiesić na nitce mały kryształek tej samej substancji. A więc z Twojego pierwszego doświadczenia zachowaj kilka drobnych kryształków. Następnie odmierz 50 ml wody, ogrzej ją do temperatury 50°C i rozpuść w niej 15 g kwaśnego siarczanu sodowego.

Po rozpuszczeniu się tego związku roztwór na gorąco przesącz przez sączek z bibuły do czystej zlewki szklanej. W poprzek na brzegach zlewki połóż cienki patyczek i przywiąż do niego na nitce mały kryształek $NaHSO_4$. Kryształek ten musi być zawieszony poniżej środka zlewki. Teraz zlewkę należy zakryć kawałkiem papieru i pozostawić w spokoju przez parę dni. Po tym czasie powinieneś znaleźć na nitce piękny, okazały kryształ.

Rozpuszczamy mosiądz

A teraz przystępujemy do otrzymywania z mosiądzu dwu nowych związków: siarczanu miedziowego $CuSO_4$, i siarczanu cynkowego $ZnSO_4$.

Jak sam wiesz, mosiądz jest to stop zawierający od 20 do 40% cynku oraz od 60 do 80% miedzi, często z niewielką ilością ołowiu. Napiszemy teraz reakcje, które zachodzą pod- czas rozpuszczania się mosiądzu w kwasie siarkowym:



$$H_2SO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$$



$$2H_2SO_4 + Cu \rightarrow CuSO_4 + 2H_2O + SO_2\uparrow.$$

Równanie rozpuszczania się mosiądzu w kwasie siarkowym mamy już napisane. Nie wiemy jeszcze jednak, ile gramów poszczególnych surowców należy wziąć do naszej pracy.

Otóż w tych wszystkich przypadkach, gdzie chodzi o obliczenia ilości produktów czy surowców reakcji, czyli w tzw. równaniach stechiometrycznych, posługujemy się zawsze właśnie molami. Ponieważ o jednostce tej mówiliśmy już w rozdziale 9, teraz przypomnę tylko, że 1 mol jakiegoś pierwiast-

ka czy związku jest to ilość gramów odpowiadająca jego ciężarowi cząsteczkowemu.

Zacznijmy od kwasu siarkowego – jego ciężar cząsteczkowy *równa się sumie ciężarów atomowych pierwiastków w* skład niego wchodzących:

$$
\begin{array}{rl}
H_2 & 1\cdot 2 - 2\ \text{g} \\
S & 32\cdot 1 - 32\ \text{g} \\
O_4 & 16\cdot 4 = \underline{64\ \text{g}} \\
 & 98\ \text{g.}
\end{array}
$$

A więc 1 mol H_2SO_4 wynosi 98 g.

Teraz należy obliczyć, ile kwasu trzeba wziąć na daną ilość mosiądzu (przyjmujemy dla uproszczenia jego skład jako 50% Zn i 50% Cu), wiedząc, że ciężar atomowy Zn wynosi 65, ciężar atomowy Cu – 63.

Do tej ilości kwasu, jaka Ci wypadnie z rachunku, dodaj 10% nadmiaru i rozcieńcz go 1 : 1 wodą, dolewając oczywiście kwas do wody, a nigdy odwrotnie.

Oj, widzę że coś Ci nie najlepiej idzie z tymi obliczeniami. Tylko bez fałszywego wstydu. Wiem, że z matematyki masz dobry stopień, ale z tego rodzaju obliczeniami do tej pory jeszcze się nie stykałeś. Więc jeszcze tym razem obliczymy wspólnie.

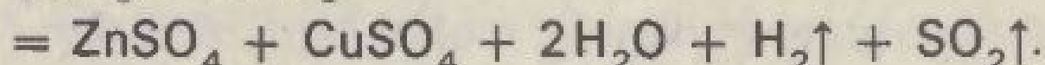
Napisz jeszcze raz równanie reakcji rozpuszczania się mosiądzu w kwasie siarkowym, pisząc pod spodem wartości molowe surowców:



$(Cu + Zn) + 3H_2SO_4 =$ mosiądz

$(63+65)+3\cdot 98$

128 g   294 g



$= ZnSO_4 + CuSO_4 + 2H_2O + H_2\uparrow + SO_2\uparrow.$

A więc na rozpuszczenie 128 g mosiądzu potrzeba 294 g kwasu siarkowego. Powiedzmy, że chcesz rozpuścić 50 g mosiądzu. Układasz więc równanie.

Jeśli na 128 g mosiądzu potrzeba 294 g H_2SO_4, to na 50 g mosiądzu potrzeba *x* g H_2SO_4,

stąd $x = \frac{294 \cdot 50}{128} =$ ok. 115,

czyli, aby rozpuścić 50 g mosiądzu trzeba wziąć ok. 115 g H_2SO_4 dodając do tego 10% nadmiaru (11 g); ostatecznie bierzemy 126 g H_2SO_4.

WLEWAJ ZAWSZE KWAS DO WODY

No, ale na tym jeszcze nie koniec obliczeń. Co prawda wiesz, że do roztworzenia 50 g mosiądzu trzeba wziąć 126 g H_2SO_4, ale przecież kwas siarkowy to nie woda. Po prostu posiadany przez Ciebie H_2SO_4 nie jest roztworem 100%, lecz powiedzmy 10–20 czy 50%. Stąd też konieczność dalszych jeszcze obliczeń. Co to znaczy roztwór 50% H_2SO_4?

Po prostu w 100 g takiego roztworu znajduje się 50 g H_2SO_4.

A więc układamy równanie wstawiając do niego dane zależne od procentowości posiadanego kwasu.



A NIE ODWROTNIE

KWAS SOLNY TO NIE WODA KOLOŃSKA



Skoro w 100 g roztworu znajduje się 30 g H_2SO_4, to w *x* g roztworu znajduje się 126 g H_2SO_4,

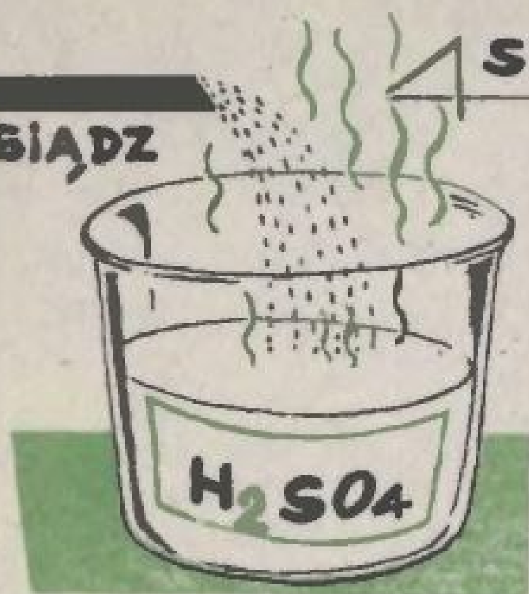
$$\text{stąd } x = \frac{126 \cdot 100}{30} = 420,$$

czyli posiadając 30% roztwór kwasu siarkowego, musisz wziąć go 420 g, gdyż w tej ilości roztworu znajdzie się dopiero potrzebne Ci 126 g H_2SO_4.

Teraz z kolei czeka Cię czynność równie trudna, jak i odpowiedzialna, a mianowicie odważenie odpowiedniej ilości kwasu siarkowego. Trzeba więc uciec się do pomocy wagi. Po wytarowaniu suchej i czystej zleweczki odważ w niej obliczoną ilość kwasu siarkowego.

Tylko, mój drogi, pamiętaj o naszej umowie i nie zapomnij ani na chwilę, że kwas siarkowy to nie oranżada, którą można bezkarnie opryskiwać całe otoczenie.

Odważoną już ilość kwasu siarkowego wlej następnie do naczynia, w którym znajduje się już taka sama ilość wody. **Ale uwaga:** podczas rozcieńczania kwasu siarkowego wodą wydziela się wielka ilość ciepła. Z tego powodu cały roztwór bardzo silnie się rozgrzewa. Dlatego też rozpuszczania kwasu siarkowego w wodzie nie możesz dokonywać w słoiku czy też w zwykłej butelce, dlatego, że naczynia te, nie znoszące szyb-



kich zmian temperatury, bardzo łatwo pękają. No a gorący, niemal wrzący roztwór H_2SO_4, to jest dopiero groźna substancja.

Dlatego rozcieńczanie H_2SO_4 możesz wykonywać tylko w odpowiednich kolbkach lub w zlewkach chemicznych, ustawionych dla bezpieczeństwa w kuwecie fotograficznej lub też w metalowych naczyniach o nieuszkodzonej powłoce emalii.

Wydaje mi się, że zrozumiałeś, o co mi chodzi, możemy więc powrócić do roztworzenia naszego mosiądzu. Przedtem jednak musisz mosiądz koniecznie pokroić na jak najmniejsze kawałeczki.

Reakcję roztwarzania się mosiądzu w kwasie, z uwagi na wydzielający się szkodliwy dla zdrowia gaz dwutlenek siarki, można prowadzić tylko na dworze, albo ostatecznie na palenisku zimnego pieca. Rozdrobniony mosiądz umieść w parowniczce i dolej odpowiednią ilość kwasu siarkowego. Następnie parowniczkę ogrzewaj przez siatkę aż do wrzenia roztworu i tę temperaturę utrzymuj tak długo, aż cały mosiądz się roztworzy. Gorący roztwór przesącz, aby oddzielić nierozpuszczalne zanieczyszczenia, jak np. ołów, który przechodzi w nierozpuszczalny osad $PbSO_4$.

Z klarownego roztworu, po odparowaniu zeń wody prawie do sucha i po ostudzeniu, otrzymasz niebieską mieszaninę kryształów $CuSO_4$ i $ZnSO_4$.

Teraz następuje czynność najważniejsza – rozdzielenie i oczyszczenie obu tych związków za pomocą krystalizacji przy wykorzystaniu ich różnej rozpuszczalności w wodzie.

Proszę, zanotuj sobie te dane:
w 100 cm^3 wody o temp. 0°C rozpuszcza się 31,6 g $CuSO_4$ lub 115 g $ZnSO_4$,
w 100 cm^3 wody o temp. 100°C rozpuszcza się 203,3 g $CuSO_4$ lub 653 g $ZnSO_4$.

Jeśli więc z mieszaniny tych związków w temperaturze 100°C sporządzisz roztwór nasycony, to np. w 100 cm^3 roztworu znajdować się będzie 203,3 g $CuSO_4$ i 653 g $ZnSO_4$.

Przy powolnym studzeniu takiego stężonego roztworu w pierwszym rzędzie pocznie się wytrącać w postaci niebieskich kryształów siarczan miedziowy.

Pamiętaj jednak, że nie wolno Ci otrzymanego na gorąco nasyconego roztworu zamrozić. Po prostu daj mu powoli stygnąć od temp. wrzenia do ok. 35°C. Gdy już roztwór w zlewce będzie letni (temp. ok. 35°C), zlej do innego naczynia, dosyp posiadanej suchej mieszaniny $CuSO_4 + ZnSO_4$ i ponownie sporządź w temperaturze wrzenia roztwór nasycony.

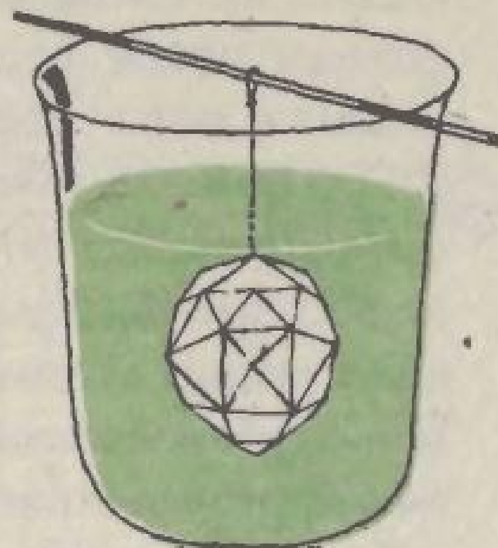
Natomiast zebrane na dnie zlewki niebieskie kryształki $CuSO_4$ odsącz i przenieś do małej zleweczki.

Jak dotychczas więc z pierwotnej mieszaniny $CuSO_4 + ZnSO_4$ wydzieliłeś już pewną porcyjkę średnio zanieczyszczonych kryształków $CuSO_4$.

Pytasz, dlaczego równocześnie z $CuSO_4$ nie wykrystalizował i $ZnSO_4$.

Bądź spokojny, zapewne i on wykrystalizował, ale na

szczęście w bardzo małej ilości. Rzecz w tym, że w miarę obniżania się temperatury rozpuszczalność $CuSO_4$ maleje szybciej niż jego towarzysza, $ZnSO_4$. Dlatego też podczas powolnego studzenia roztworu w pierwszym rzędzie wydzieliły się kryształki $CuSO_4$.



Po ponownym sporządzeniu na gorąco nasyconego roztworu pozwól mu powoli stygnąć do temp. ok. 35°C i odsącz wydzielone kryształki $CuSO_4$.

Po 3–4-krotnym takim postępowaniu zbierze się spora już porcyjka kryształków $CuSO_4$, zaś w ostatnim roztworze pozostanie niemal cała pierwotna ilość $ZnSO_4$.

Teraz z całej posiadanej porcji kryształków $CuSO_4$ wykonaj na gorąco roztwór nasycony i pozwól mu powoli ostygnąć do temp. ok. 35°C. Wydzielone kryształki odsącz, zaś roztwór zagęść przez odparowanie wody i ponownie pozwól mu powoli stygnąć.

Każdorazowo po wydzieleniu się kryształków $CuSO_4$ pozostałego roztworu nie wylewaj, lecz zbieraj go, gdyż zawiera on niemal całą ilość rozpuszczonego $ZnSO_4$.

Po 4–6-krotnym przekrystalizowaniu, sporządzając za każdym razem nowy roztwór, otrzymasz zupełnie już czysty $CuSO_4$.

Aby z kolejnych przesączów wydobyć rozpuszczony w nich $ZnSO_4$, całość zmieszaj razem i odparuj do sucha. Następnie w temperaturze 100°C z otrzymanego osadu wykonaj roztwór nasycony. Po oziębieniu wytrącą się kryształy $ZnSO_4$, zanie-

czyszczone niemal całą zawartością $CuSO_4$. Za to pozostały przesącz będzie już zupełnie czystym roztworem $ZnSO_4$.

Czy tak jest w rzeczywistości, możesz bardzo łatwo sprawdzić. Oto do badanego roztworu rozcieńczonego silnie wodą dodaj parę kropel NH_3aq. Pojawi się od razu niemal przezroczysty galaretowaty osad. W ten sposób wodny roztwór amoniaku reaguje z roztworami soli cynku. Gdyby jednak roztwór zawierał nawet jeszcze tylko ślady $CuSO_4$, wówczas cała probówka przybiera barwę niebieską.

Twój nowy odczynnik, $ZnSO_4$, musisz więc tak długo oczyszczać przez krystalizowanie, aż jego roztwór zadany NH_3aq przestanie już barwić się na niebiesko. Brak niebieskiej barwy roztworu świadczyć będzie, iż otrzymałeś naprawdę już zupełnie czysty $ZnSO_4$.

Gdy to nareszcie nastąpi, przyjmij moje gratulacje za biegłe opanowanie trudnej sztuki rozdzielania i oczyszczania ciał przez krystalizację.

No a teraz, gdy jest już po wszystkim, powiedz mi, ale tak zupełnie szczerze, kto miał rację na początku tego rozdziału; czy Ty, boczący się z lekka na ponowne wałkowanie niby znanych Ci już spraw, czy też ja, namawiający Ciebie do dalszego zgłębiania procesu krystalizacji?

No, ale skoro już teraz kończymy naprawdę z krystalizacją, to wiesz co? Spróbuj z roztworu $CuSO_4$ wyhodować kryształ. Zobaczysz, jak szybko i pięknie będzie rósł. Jeden z Twoich kolegów przysłał mi kiedyś piękny kryształ $CuSO_4$ wielkośc pudełka od zapałek. Był naprawdę wspaniały.

A TERAZ NA ODMIANĘ O GAZACH



Z trzech butelek

W swej codziennej pracy chemik styka się nie tylko z płynami i ciałami stałymi, lecz również często i z różnymi gazami. Jedne z nich są bezwonne i zupełnie bezpieczne (np. azot), inne odstraszają wręcz swą okropną wonią (np. siarkowodór), a są wreszcie i takie, które z powietrzem tworzą niebezpieczne mieszaniny wybuchowe lub trujące.

Oczywiście nie mam najmniejszego zamiaru namawiać Cię do eksperymentowania z gazami niebezpiecznymi lub trującymi, ale nie oznacza to wcale, aby w ogóle rezygnować z niejednokrotnie bardzo efektownych doświadczeń.



A oto 3 najprostsze przykłady.

a) Do pozornie zupełnie pustego naczynia wprowadzasz ogrzany do czerwoności stalowy drut i nagle zaczyna się on coraz silniej rozżarzać, wreszcie płonie i spala się sypiąc iskrami. Tak, tak, ja wcale się nie przejęzyczyłem – stalowy drut dosłownie spala się w oczach.

b) I znów do zdawałoby się pustego naczynia wprowadzasz zapaloną maleńką świeczkę. Naczynie zamykasz, a świeczka pomimo to płonie, lecz kopci przy tym niemiłosiernie.

c) Na dnie szklanki umieszczasz małą palącą się świeczkę. Do szklanki zbliżasz pozornie pusty słoik i szybkim ruchem „wylewasz" z niego coś, niby wodę ze szklanki. Świeczka momentalnie zgaśnie.

Te i wiele innych ciekawych doświadczeń będziesz mógł przeprowadzić z paru łatwymi do otrzymania w Twoim laboratorium gazami – tlenem O_2 (doświadczenie a) chlorem Cl_2 (doświadczenie b) i dwutlenkiem węgla CO_2 (doświadczenie c).

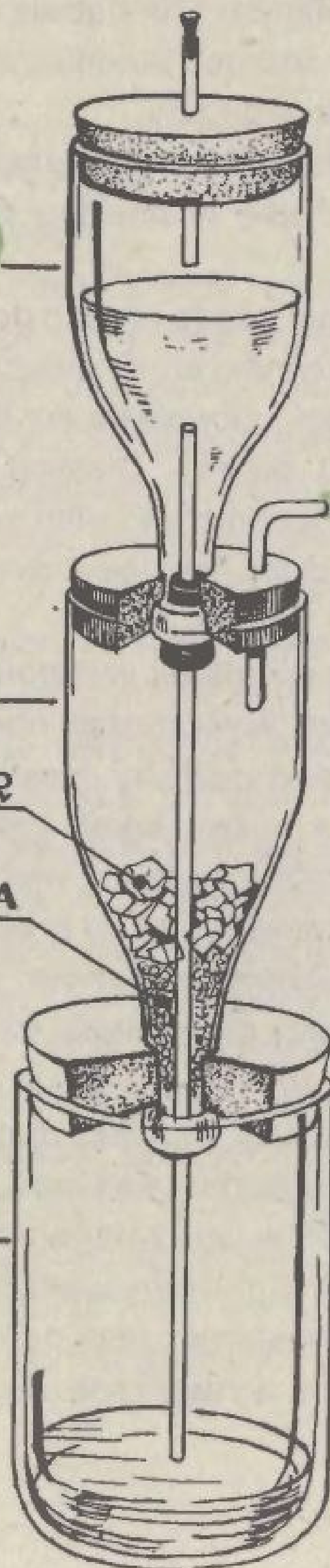
Na to jednak, aby móc wywiązywać gazy, musisz najpierw wykonać sobie odpowiedni do tego celu przyrządzik.

Aparat ten zbudowany jest z bardzo łatwych do nabycia elementów, gdyż po prostu z 3 odpowiednio poucinanych butelek. W zależności od żądanej wielkości aparatu, a więc jego przyszłej zdolności „wytwórczej" możesz użyć butelek 0,25, bądź 0,5-litrowych, patrz rys. na następnej stronie.

Podam Ci teraz stary jak świat, ale za to bardzo prosty i skuteczny sposób obcinania butelek. Butelka przeznaczona do cięcia musi być czysta, sucha i bez etykietki.

Dwumetrowej długości kawałek szpagatu konopnego

WŁASNEJ ROBOTY APARAT KIPPA



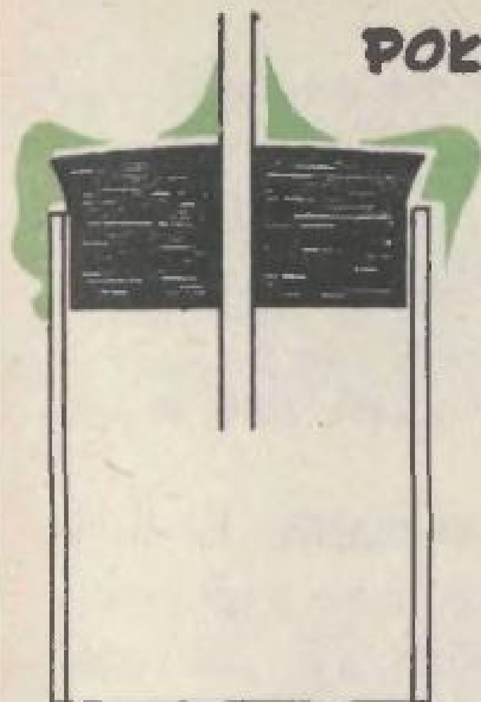
zamocuje jednym końcem do klamki od drzwi. Następnie na butelce robisz ze szpagatu pętle i drugi koniec przywiązujesz sobie do uda nad kolanem. Cofając się do tyłu napinasz lekko sznurek i trzymając oburącz butelkę poruszasz nią szybko w przód i w tył wzdłuż szpagatu.

Mniej więcej po minucie energicznego tarcia szpagat szybko odsuwasz, a butelkę w miejscu tarcia polewasz zimną wodą.

Jeżeli szkło w miejcu tarcia zostało dostatecznie ogrzane, to teraz pod wpływem zimnej wody natychmiast pęka. Pamiętaj, żeby pętla ze szpagatu poruszała się tylko w jednym, ściśle określonym miejscu butelki. Dlatego też, aby szpagat nie „chodził" po całej powierzchni,butelkę owiń dwoma paskami pozostawiając pomiędzy nimi jedynie wąską szparkę na pętlę sznurka.

Powracamy teraz do naszej wytwornicy.

Naczynie pierwsze wykonujesz obcinając butelkę mniej więcej w połowie jej wysokości. Następnie dobierasz odpowiedni korek (może to być korek korkowy, np. od dużych gąsiorów lub termosów, bądź też wykonany starannie z suchego drewna) i impregnujesz go przez gotowanie w parafinie. W korku tym wywiercisz otwór, aby wprowadzić weń szyjkę obciętej tuż przy dnie butelki, stanowiącej naczynie *2*. Następna czynność, to wykonanie naczynia *3*. Jak widzisz na rysunku, jest to również butelka, obcięta tuż przy dnie. W szyjce tej butelki umocuj na stałe korek, przez który przechodzi rurka szklana. Z kolei, w celu zamknięcia naczynia *2* dobieramy szczelny korek. W korku tym osadź na stałe szyjkę naczynia *3* oraz cienką rurkę szklaną zgiętą pod kątem prostym, którą odprowadzane będą wytwarzane gazy. Wylot naczynia *3*



POŁĄCZENIA USZCZELNIĆ LAKIEM WŁASNEJ PRODUKCJI

zamknij również korkiem, przez który przeprowadzona jest krótka rurka szklana.

Pamiętaj przy tym, że szczegółem specjalnie istotnym i decydującym o sprawnym funkcjonowaniu aparatu jest całkowita szczelność połączeń. Sprawę ułatwi Ci fakt, iż z wyjątkiem dużego korka łączącego naczynie *2* z naczyniem *3*, wszystkie pozostałe mogą być osadzone raz na zawsze na stałe i uszczelnione.

Do uszczelniania połączeń szkło-korek najlepszy jest lak. Jeśli go nie posiadasz, to wykonaj sam lak o składzie: 40 g kalafonii i 10 g wosku. Odważoną ilość kalafonii stop na wieczku metalowego pudełka, po czym dodaj odpowiednią ilość wosku i całość dokładnie wymieszaj.

Szkło oraz korki przed uszczelnieniem muszą być suche, czyste oraz lekko ogrzane. Montaż aparatu rozpoczynasz od zamocowania naczynia *1* na podstawce i osadzenia w nim poprzez korek naczynia *2*. Z kolei umocowujesz korek łączący naczynie *2* z naczyniem *3*. Następnie pionową rurkę osadzoną już w naczyniu *3* wprowadź do naczynia *2*, a gdy jej wylot zrówna się z wylotem szyjki, włóż zwitek waty szklanej i cienkim drutem rozłóż go tak, aby wytworzył pierścień wokół pionowej rurki. Teraz opuść naczynie *3*, aby korek zamknął wylot naczynia *2* i aparat jest gotowy.

Chcąc teraz wywiązywać gaz, np. dwutlenek węgla – CO_2, naczynie *3* unosisz do góry tak, aby korek łączący je uniósł się. Do naczynia *2* wkładasz kawałeczki marmuru lub kredy, które opadną aż na krążek z waty szklanej. Następnie opuszczasz naczynie *3* tak, aby korek połączył je z naczyniem *2*.

Jeżeli nie jesteś pewien szczelności połączeń, zalej je po wierzchu lakiem o podanym składzie.

Następnie przez górną rurkę do naczynia *3* wlej kwas solny. Kwas spływa do naczynia *1*, a gdy jego poziom się podniesie, przechodzi on poprzez watę szklaną do naczynia *2* i poczyna tu reagować z marmurem lub kredą.

Z kolei, gdy będziesz chciał już przerwać wywiązywanie gazu, rurkę stanowiącą wylot z naczynia *2* zamknij ściskaczem. Wówczas ciśnienie gazu wypiera kwas do naczynia *1* i poprzez pionową rurkę dalej do naczynia *3*.

Skoro kwas przestanie reagować z marmurem czy też kredą, natychmiast ustanie wydzielanie się CO_2.

A teraz porozmawiajmy chwileczkę o surowcach potrzebnych do wywiązywania najprostszych gazów.

Dwutlenek węgla CO_2. Kwasem solnym działasz na węglan wapniowy (kredę, marmur, skorupki jajek)



$$2HCl + CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow.$$

Chlor Cl_2. Kwasem solnym działasz na tzw. kali, czyli nadmanganian potasowy $KMnO_4$, związek znajdujący się niemal w każdej apteczce domowej



$$16HCl + 2KMnO_4 \rightarrow 2KCL + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2\uparrow.$$

Wodór H_2. Kwasem solnym działasz na drobno pokrojone kawałeczki blachy cynkowej (np. ze starych bateryjek)



$$2HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow.$$

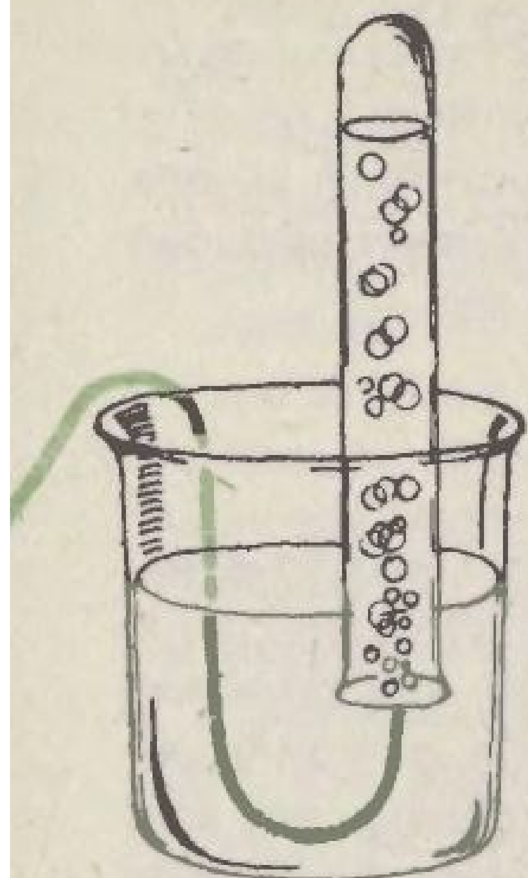
Tlen O_2. W przypadku tego gazu postąpić trzeba inaczej. Do małej kolbki wsypujesz nadmanganian potasowy – $KMnO_4$ i zamykasz ją korkiem, przez który przechodzi rurka szklana. Podczas ostrożnego ogrzewania nadmanganian potasowy ulega rozkładowi, przy czym wydziela się tlen.

Parę słów o magazynowaniu

Zapoznam Cię teraz z metodami zbierania i przechowywania gazów. Dla przykładu, jeżeli pragniesz zebrać jakiś gaz w probówkę, musisz postąpić w taki sposób: całą probówkę napełniasz wodą, jej wylot zatykasz palcem, probówkę odwracasz dnem do góry i w tej pozycji, trzymając cały czas wylot zamknięty palcem, wstawiasz ją do jakiegoś większego naczynia z wodą. Dopiero pod wodą usuwasz palec z wylotu, a probówkę umocowujesz pionowo, np. w łapie statywu. Cały ten zabieg musisz przeprowadzić tak, aby do wnętrza probówki nie dostał się ani jeden pęcherzyk powietrza.

Gdy odwróconą dnem do góry napełnioną wodą probówkę masz już zamocowaną pionowo w naczyniu z wodą, do wylotu probówki możesz wprowadzić koniec rurki szklanej czy też węża gumowego, którym uchodzić będzie zbierany gaz. Każdy pęcherzyk gazu będzie teraz wpadał do probówki, wypierając z niej stopniowo wodę.

Trzeba jednak pamiętać, że niektóre gazy, jak np. CO_2, obficie w wodzie się rozpuszczają. Aby więc uniknąć niepotrzebnych strat, zamiast wody stosuje się 10% roztwór chlorku sodowego. Pomijając jednak sprawy rozpuszczalności, to taki sposób zbierania gazu w probówce, butelce czy też słoiku jest bardzo prosty, ale posiada jedną ogromną wadę. Mianowicie



gazu raz zebranego, np. w słoiku, nie sposób jest przelać, czy też w jakiś inny sposób przenieść do probówki. Podobnie, gazu zebranego w takim naczyniu nie można zużywać powoli, małymi porcjami.

Jednym słowem, w licznych pracach laboratoryjnych ogromnie potrzebny jest przyrząd zwany gazometrem. To łatwe do wykonania urządzenie stanowi rodzaj magazynu, z którego możemy w dowolnej chwili czerpać również dowolne ilości gazu.

Najprostszą formę tego przyrządziku przedstawia butelka z obciętym dnem, lub wąski słoik bez dna. Gazometr tego rodzaju napełnia się w sposób taki: obciętą butelkę wstawiasz do większego naczynia z wodą, przez co butelka wypełni się nią całkowicie. Otwór butelki zamykasz korkiem z rurką odprowadzającą, zamykaną bądź to korkiem szklanym, bądź zaciskaczem lub nawet za pomocą małego pręcika szklanego umieszczonego wewnątrz miękkiego gumowego węża. Przy ostatnim typie zamknięcia, jeżeli uchwycisz wąż gumowy ruchem szczypiącym, w miejscu, w którym znajduje się wspomniany pręcik szklany, wówczas droga dla gazu na zewnątrz jest wolna. Gaz, który masz zebrać, wprowadzasz za pomocą rurki szklanej od dołu klosza. Ponieważ naczynie wypełnione gazem, jako lżejsze, może się łatwo przewrócić, dlatego koniecznie trzeba zrobić urządzenie, które będzie je przyciskać. Takim urządzeniem może być np. pierścień z ołowiu, który łatwo jest odlać w formie gipsowej czy glinianej, lub też zwykła końska podkowa.


ZAMKNIĘCIE
GAZOMETR
DOPROWADZENIE GAZU
PIERŚCIEN OŁOWIANY
WODA

Gdy chcesz z gazometru czerpać gaz, wówczas na rurkę odprowadzającą zakładasz odpowiedniej średnicy wąż gumowy lub igelitowy. Z chwilą otwarcia kurka, czy też zwolnienia ucisku, gaz pocznie uchodzić z naczynia.

Intensywność wypływu gazu z naczynia możesz regulować przymykaniem lub otwieraniem kurka, jak też i obciążaniem naczynia. Im silniej obciążysz pływające naczynie, z tym większą energią wypływać będzie z niego gaz.

Tyle więc mam dla Ciebie wiadomości o otrzymywaniu i przechowywaniu gazów. Tym razem są to wiadomości o charakterze bardziej ogólnikowym. Ja jednak jestem zdania, iż jesteś w tej chwili już na tyle zaprawiony do pokonywania laboratoryjnych trudności, że poradzisz sobie dobrze w przypadku, gdy wypadnie Ci otrzymać ten czy inny gaz.

Na zakończenie pragnę Ci raz jeszcze przypomnieć o koniecznej ostrożności przy pracy z gazami.

Chlor, chlorowodór, siarkowodór, tlenki azotu, dwutlenek siarki – są gazami bardzo dla zdrowia szkodliwymi, dlatego też wywiązując te gazy musisz dbać, aby cała aparatura była jak najszczelniejsza. Gdy jednak pomimo to poczujesz charakterystyczny zapach któregoś z tych gazów, przerwij reakcję wywiązywania i **natychmiast przewietrz dokładnie pomieszczenie!!!**



Ponadto wodór oraz gaz świetlny, zmieszane z powietrzem, wytwarzają nadzwyczaj silną mieszaninę wybuchową.

A więc pracując z tymi gazami musisz pamiętać, iż w pomieszczeniu Twoim **absolutnie nie może palić się palnik czy kuchenka gazowa, lampka spirytusowa, piecyk elektryczny czy jakiekolwiek inne otwarte źródła ciepła.**



Kwas siarkowy + saletra

Kwas siarkowy, solny i azotowy to podstawowe, codziennie potrzebne odczynniki w każdym laboratorium chemicznym.

W Twoim przypadku wymienione kwasy są podwójnie cenne, gdyż z ich pomocą możesz otrzymać szereg nowych odczynników, a więc przeróżne siarczany, chlorki i azotany.

Jak Ci już mówiłem, kwasu siarkowego sam nie będziesz mógł otrzymać. Gdy jednak postarasz się o ten odczynnik, to z jego pomocą możesz sam wytworzyć kwas solny oraz azotowy. Kwas solny już wyprodukowaliśmy razem, więc teraz przystąpimy do wykonania kwasu azotowego HNO_3.

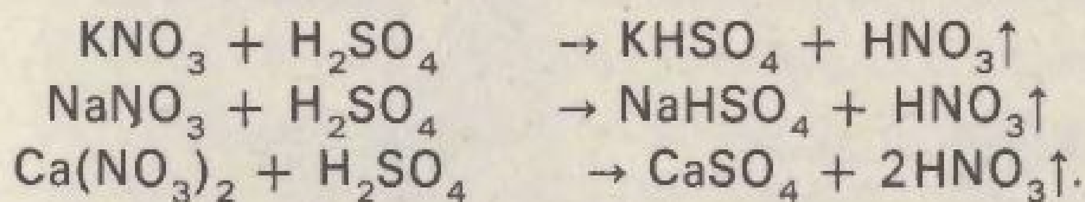
Surowcem do otrzymania tego związku jest kwas siarkowy oraz jedna z soli zwanych ogólnie saletrami.

I tak w sklepie z artykułami spożywczymi nabyć możesz torebki zaopatrzone napisem „Saletra". Znajdujące się w nich bezbarwne, o lekko szczypiącym smaku, kryształki, używane są do peklowania mięsa. Mówiąc naszym chemicznym językiem, owe białe kryształki nazwiemy azotanem potasowym KNO_3.

Zamiast azotanu potasowego do wyrobu kwasu azotowego możesz również stosować saletrę sodową lub saletrę wapniową, popularne nawozy sztuczne. Głównym składnikiem saletry sodowej jest azotan sodowy $NaNO_3$ zaś saletry wapniowej – azotan wapniowy $Ca(NO_3)_2$.

Przy ogrzewaniu mieszaniny kwasu siarkowego z każdym z tych azotanów zachodzą reakcje, w wyniku których powstaje kwas azotowy HNO_3. Kwas azotowy stężony wrze w temperaturze 86°C, jego pary opuszczają wtedy naczynie reakcji, a tym samym można je łatwo oddzielić od pozostałej mieszaniny.

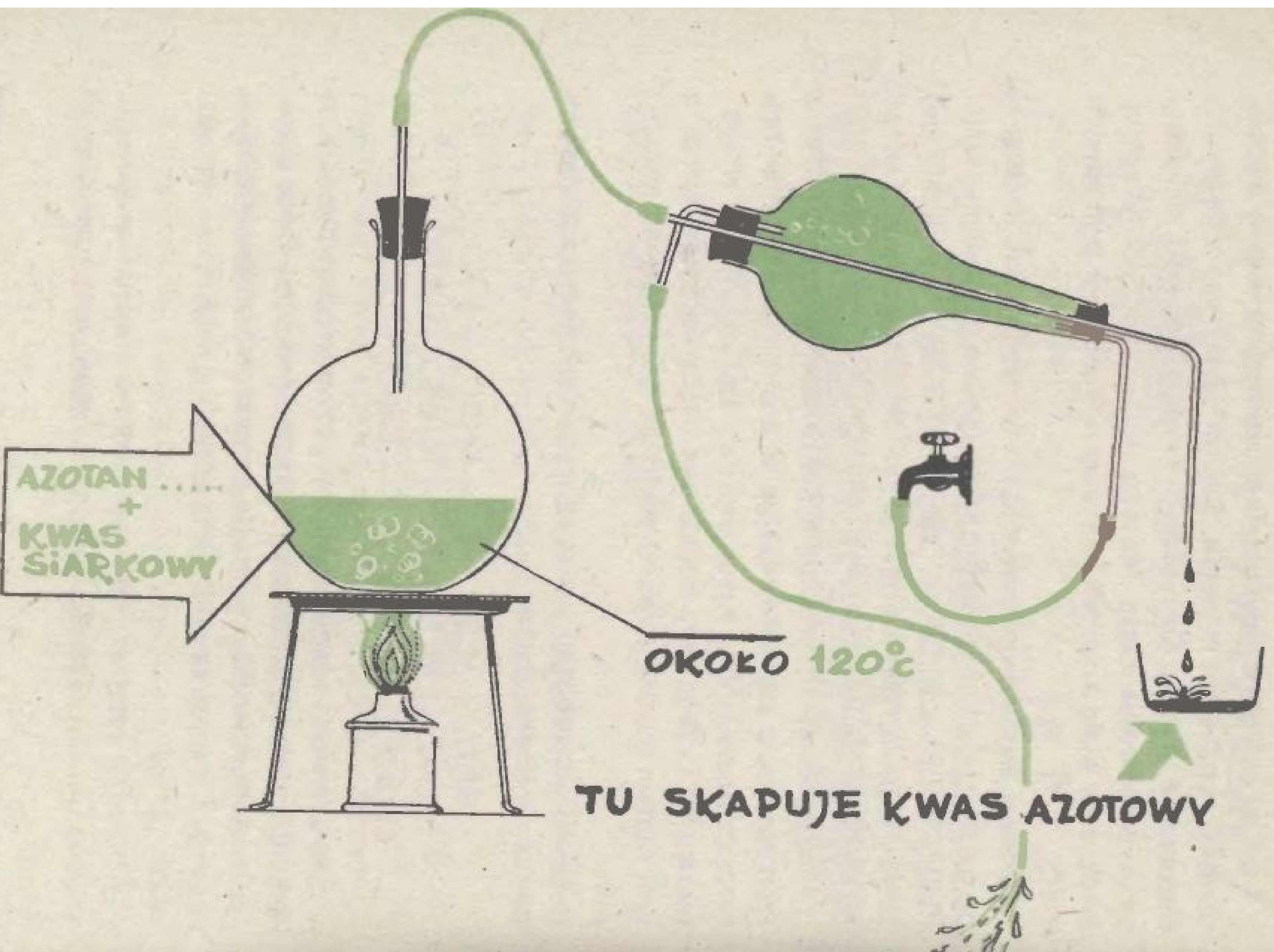
A oto jak przebiegają reakcje kwasu siarkowego z podanymi przeze mnie azotanami:



$$KNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow KHSO_4 + HNO_3\uparrow$$
$$NaNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HNO_3\uparrow$$
$$Ca(NO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2HNO_3\uparrow.$$

Reakcję otrzymywania kwasu azotowego przeprowadza się w kolbie szklanej zamykanej korkiem z otworem. Przez otwór ten przechodzi rurka służąca do połączenia kolbki z chłodnicą wodną. Całą, już zmontowaną aparaturę widzisz na rysunku obok.

Zanim przystąpisz do wytwarzania kwasu azotowego, pragnę Ci przypomnieć, iż jest to substancja na równi żrąca i


AZOTAN .....
+
KWAS SIARKOWY
OKOŁO 120°C
TU SKAPUJE KWAS AZOTOWY

parząca, jak i kwas siarkowy. Dlatego też przy wszelkich pracach z HNO_3 musisz przestrzegać tych samych zasad ostrożności, jakie obowiązują podczas posługiwania się kwasem siarkowym.

Ponadto, u uwagi na powstawanie szkodliwych dla zdrowia tlenków azotu, pamiętaj, że nie ma mowy o otrzymywaniu kwasu azotowego w pokoju. Czynność tę można wykonać na ruszcie w piecu albo na wolnej przestrzeni.

I jeszcze jedna sprawa. Kiedyś istniał pogląd, że chemik musi być żywą reklamą swego zawodu. W związku z tym przyjął się swoisty dla tego zawodu fason dziur powypalanych w spodniach, rąk pożółkłych właśnie od kwasu azotowego itp. Zapewniam Cię, że ta moda już minęła. A obowiązywała tak dawno temu, że to już niemal nieprawda.

Moim zdaniem paluchy usiane żółtymi plamami po kwasie azotowym bardzo źle świadczą o zręczności eksperymentatorskiej ich właściciela.

Jeżeli jednak padnie Ci na rękę kropla kwasu azotowego, zmyj ją możliwie szybko dużą ilością wody, a unikniesz silnego zżółknięcia skóry, które co prawda nie stanowi niebezpieczeństwa dla życia, ale ustępuje wolno i niechętnie, właściwie dopiero z pełną regeneracją naskórka, a więc po 6–8 dniach.

Z uwagi na agresywność par kwasu azotowego, które będą powstawały w kolbie, jej szyjkę powinieneś zamknąć korkiem gumowym. Gdy jednak korka takiego nie posiadasz, weź korek zwykły, ale uodpornij go na działanie par kwasu przez impregnację we wrzącej parafinie. Impregnację korka najlepiej będzie przeprowadzić po wywierceniu w nim otworu przeznaczonego do osadzenia rurki szklanej, łączącej kolbę z chłodnicą wodną.

A teraz parę słów o potrzebnych ilościach surowców. W przypadku stosowania azotanu potasowego KNO_3, odważ go 100 g. W przypadku azotanu sodowego $NaNO_3$ – 85 g. Jeżeli natomiast pragniesz wykorzystać azotan wapniowy $Ca(NO_3)_2$, odważ go 120 g. Każdy z tych surowców, użyty do wyrobu kwasu azotowego, musi być zupełnie suchy. Z kolei na podane ilości poszczególnych azotanów bierze się po 95 g H_2SO_4.

Oczywiście podana ilość potrzebnego H_2SO_4 dotyczy jak zawsze substancji 100%. Podobnie jak w podrozdziale „Rozpuszczamy mosiądz", tak i teraz musisz obliczyć, ile trzeba odważyć posiadanego roztworu kwasu, aby w tej ilości znajdowało się 95 g H_2SO_4.

Tyle teorii i dobrych rad. Teraz bierzemy się do części eksperymentatorskiej – Jak łatwo się domyślić, stoją przed Tobą w pogotowiu: trójnóg, siatka azbestowa, a na niej kolba zamocowana łapą do statywu.

Do kolby wsypujesz odważoną ilość jednego z podanych azotanów, wlewasz odmierzoną porcję kwasu siarkowego i szyjkę kolbki zamykasz korkiem z rurką. Wylot tej rurki połącz z chłodnicą, puść mały strumień wody i możesz rozpocząć ogrzewanie. O, byłbym zapomniał. Przecież pod wylot chłodnicy trzeba podstawić naczynko, w którym zbierać się będzie kwas azotowy.

Z chwilą gdy zaczniesz ogrzewanie kolbki, w jej wnętrzu znacznemu przyspieszeniu ulegną reakcje chemiczne, w wyniku których powstaje HNO_3. Powstający kwas azotowy pozostaje jednak chwilowo w kolbie. Dopiero gdy w jej wnętrzu temperatura przekroczy 120°C, pary HNO_3 poczynają opuszczać kolbę i przechodzić do chłodnicy. Skroplone w chłod-

PAMIĘTAJ



KORKI NALEŻY ZAIMPREGNOWAĆ

nicy pary HNO_3 dają żółtawy płyn o ostrym specyficznym zapachu. Tak właśnie wygląda uzyskany tą metodą kwas azotowy. Jego stężenie zależne jest od właściwego doboru proporcji surowców oraz od ich wilgotności. W każdym razie stężenie otrzymanego kwasu azotowego może się wahać w granicach 45–60%.

Pierwsze kilkanaście kropli kwasu azotowego opuszczające wylot chłodnicy możesz spokojnie wylać, bo jest to kwas jeszcze bardzo słaby, a na dodatek, silnie zanieczyszczony.

Pozostałą, dalszą już część kwasu azotowego zbieraj w zlewce, po czym przelej ją do szklanej butelki z korkiem docieranym. Mam nadzieję, że butelce tej nie poskąpisz pięknie wypisanej etykietki. Pamiętaj tylko, że kwas azotowy bardzo silnie atakuje papier. Dlatego też, jeżeli chcesz etykietkę uchronić przed niszczącym działaniem HNO_3, pokryj ją prędko bezbarwnym lakierem, otrzymanym przez rozpuszczenie polistyrenu w rozpuszczalniku do lakierów Nitro.

Żółte i pomarańczowe

Ogrzewanie kolbki z mieszaniną surowców prowadziłeś tak długo, aż z wylotu chłodnicy przestały już kapać żółtawe krople HNO_3. Gdy zaprzestaniesz ogrzewania i zawartość kolby już ostygnie, możesz przystąpić do otrzymywania produktu ubocznego. W zależności od rodzaju użytego surowca, będzie to kwaśny siarczan potasowy $KHSO_4$, lub kwaśny siarczan

sodowy – $NaHSO_4$. Jeżeli natomiast surowcem była saletra wapniowa $Ca(NO_3)_2$, wówczas produkt pozostały w kolbie wylej, bowiem nie przedstawia on żadnej wartości (zwyczajny, silnie zanieczyszczony gips).

Jeżeli pozostałość w kolbie stanowi $KHSO_4$ lub $NaHSO_4$, to preparaty te przenieś do dużej zlewki i wykonaj roztwór nasycony w temperaturze 100°C.

Dla orientacji podaję, że w 100 cm³ wody o temperaturze 100°C rozpuszcza się

95 g $NaHSO_4$,
120 g $KHSO_4$,

natomiast po ostudzeniu tych roztworów do temperatury 25°C, w 100 cm³ wody rozpuszczonych pozostaje:

29 g $NaHSO_4$
41 g $KHSO_4$.

Postaraj się ze związków tych otrzymać duże, czyste kryształy.

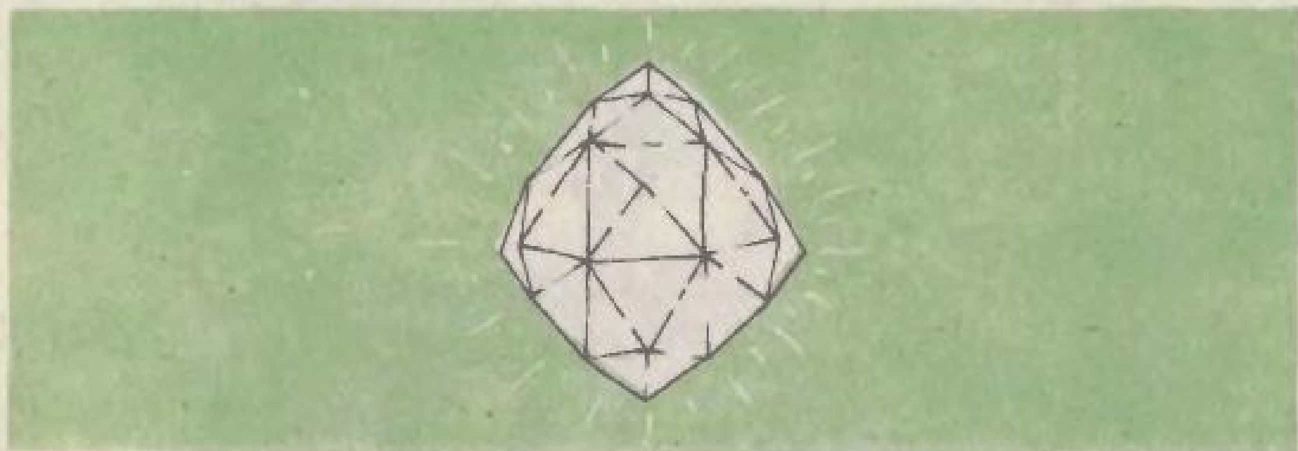
Aby już skończyć z kwasem azotowym wykonaj jeszcze takie doświadczenie.

Do probówki wlej 5–6 cm³ kwasu azotowego, po czym wrzuć małą grudkę białego sera (twarogu) i całość ogrzewaj. Już po chwili ogrzewania nasza poprzednia biała grudka stanie



KWAS NISZCZY PAPIER !

się jaskrawożółta. Zlej wówczas nadmiar kwasu azotowego, po czym polewaj zżółkły kawałek twarogu powoli, kroplami, wodnym roztworem amoniaku. Teraz z kolei barwa żółta ustąpi, a na jej miejsce pojawi się pomarańczowa.



Zapamiętaj sobie dobrze te barwy, gdyż są one charakterystyczne dla wszystkich ciał białkowych. Skoro badana substancja organiczna żółknie pod wpływem działania gorącego kwasu azotowego, a następnie zadana NH_3aq, staje się pomarańczowa, jest to nieomylny znak, że masz do czynienia z jakimś ciałem białkowym. Taką właśnie reakcję białek z kwasem azotowym, a następnie z wodorotlenkiem amonowym, zwiemy reakcją ksantoproteinową.

Żółte plamy. Skąd my to znamy?

No cóż, przecież my też jesteśmy zbudowani z białka, nic więc dziwnego, że i na naszej skórze zachodzi reakcja ksantoproteinowa. A czy żółte plamy na rękach powstałe w wyniku działania kwasu azotowego potraktowane NH_3aq staną się pomarańczowe? – pytasz.

Możesz spróbować. Nie radzę tylko używać do tego celu zbyt stężonego wodnego roztworu amoniaku.



O ODCZYNNIKACH PO RAZ OSTATNI

Zanim się rozstaniemy, chciałbym Ci jeszcze podać kilka wskazówek i rad dotyczących dalszego, samodzielnego już wykonywania odczynników.

Z dotychczasowych naszych doświadczeń i prac wynika morał, iż wiele odczynników możesz z łatwością wykonać sam, nawet jeżeli dysponujesz zaledwie paroma odczynnikami podstawowymi. Stąd prosty wniosek, że w pierwszym rzędzie musisz zdobyć odczynniki podstawowe, których nie będziesz mógł otrzymać sposobem domowym. Po prostu zakup je w sklepie z chemikaliami. Prócz tych odczynni-

ków, które musisz nabyć, nie powinno chyba nastręczać Ci trudności zdobycie skrawków blachy cynkowej, strużynek mosiądzu, trochę wapna gaszonego czy garści chlorku sodowego. Odczynnikami podstawowymi, które musisz bezwzględnie nabyć, są: **kwas siarkowy H_2SO_4, i wodorotlenek sodowy NaOH.**

Podam Ci teraz odczynniki, które będziesz mógł otrzymać za ich pomocą:

Z kwasu siarkowego: **kwas azotowy,**
kwas solny,
siarczan amonowy,
siarczan cynkowy,
siarczan magnezowy,
siarczan miedziowy,
siarczan potasowy,
siarczan sodowy,
siarczan żelazowy.

Widzę, że co prawda przeczytałeś tę listę, ale tak na dobrą sprawę, to zawarte w niej nazwy mają dla Ciebie coś z czarnej magii.

No, bo jak praktycznie biorąc, z kwasu siarkowego otrzymać sole tych wszystkich metali?

Aby więc wątpliwości Twoje rozwiać podaję dla przykładu kilka przepisów.

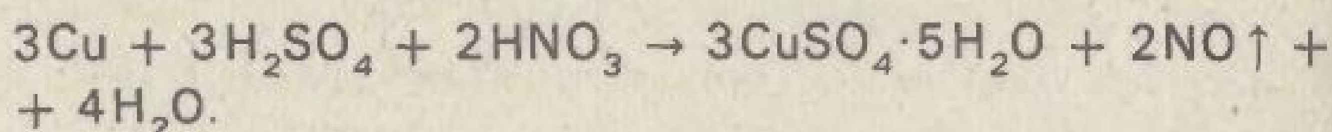
Siarczan miedziowy $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

Mając skrawki blachy czy też odpadki drutu miedzianego, możesz przystąpić do otrzymania siarczanu miedziowego $CuSO_4$. Związek ten używać będziesz do miedziowania stali,

sporządzania farb termicznych, atramentów sympatycznych, doświadczeń z wykrywaniem wody, produkcją jedwabiu sztucznego i wielu jeszcze innych.

Siarczan miedziowy teoretycznie można otrzymać przez zwykłe rozpuszczenie miedzi w kwasie siarkowym. W praktyce jednak postępujemy nieco inaczej i do pomocy zaprzęgamy kwas azotowy. Chodzi tu o przyspieszenie zakończenia reakcji, bo rozpuszczanie miedzi w samym kwasie siarkowym trwa długo i w miarę zwiększania się stężenia siarczanu, niemal całkowicie ustaje. A więc do roboty. 25 g pokrajanych kawałeczków miedzi wsyp do kolbki o pojemności 0,5 dm^3 i zalej mieszaniną 150 cm^3 wody i 40 g stężonego kwasu siarkowego H_2SO_4. Następnie kolbę ogrzewaj prawie do wrzenia i powoli, ale bardzo małymi porcjami dodaj 30 cm^3 25% kwasu azotowego HNO_3. Po dodaniu całej ilości kwasu, zawartość kolbki musisz zagotować. Rozpocznie się wówczas bardzo gwałtowna reakcja rozpuszczania, której towarzyszy wydzielanie się dużych ilości szkodliwych dla zdrowia brązowych tlenków azotu. Dlatego reakcję tę możesz wykonać tylko pod wyciągiem lub na otwartej przestrzeni.

A oto wzór reakcji zachodzącej w kolbce:



$$3Cu + 3H_2SO_4 + 2HNO_3 \rightarrow 3CuSO_4 \cdot 5H_2O + 2NO\uparrow + 4H_2O.$$

Gdy burzliwa reakcja już się zakończy, roztwór musisz na gorąco przesączyć i przelać do parowniczki. Teraz parowniczkę z cieczą ogrzewaj aż do pojawienia się białych, gryzących dymów. Zabieg ten ma na celu usunięcie znacznie lotniejszych związków azotowych. Gdy więc pojawią się białe, gryzące dymy SO_3 mamy już pewność, że z parowniczki ulotniły

się całkowicie resztki związków kwasu azotowego. Następnie po ostudzeniu do parowniczki dodaj 150 cm³ wody zagotowanej, całość na gorąco przesącz i odstaw do krystalizacji.

Następnego dnia na dnie naczynia zbierze się porcja niebieskich kryształków siarczanu miedziowego – $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Po odsączeniu kryształków roztwór trzeba nieco odparować i ponownie odstawić do krystalizacji.

Siarczan żelazawy $FeSO_4$

Związek ten otrzymasz przez bezpośrednie rozpuszczenie żelaza w kwasie siarkowym. Zachodzi wówczas następująca reakcja



$$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2\uparrow.$$

50 g drutu żelaznego ogrzewaj z 75 g stężonego kwasu siarkowego i 250 cm³ wody na łaźni wodnej. Prawie cały drut żelazny rozpuszcza się. Część nierozpuszczoną pozostaw w roztworze ponieważ usuwa ona z roztworu zanieczyszczenia (metale ciężkie). Otrzymany roztwór przesącz na gorąco i odstaw do krystalizacji. Roztwór zlej znad kryształów, a kryształy przemyj niewielką ilością zimnej wody, odsącz, przemyj alkoholem i wysusz w temp. 30°C.

Bardzo czysty siarczan żelazawy otrzymasz, gdy przesączony, jeszcze ciepły roztwór siarczanu żalazawego wlejesz do 150 cm³ denaturatu. Siarczan żelazawy wytrąca się wtedy pod postacią krystalicznej mączki, którą trzeba odsączyć, przemyć alkoholem i wysuszyć pomiędzy bibułami w temp. 30°C. Wydajność wynosi ok. 200 g.

Z kwasu azotowego możesz otrzymać:

azotan amonowy,
azotan cynkowy,
azotan magnezowy,
azotan miedziowy,
azotan ołowiowy,
azotan potasowy,
azotan rtęciowy,
azotan sodowy,
azotan srebrowy,
azotan wapniowy.

Zaś z kwasu solnego:

chlorek amonowy,
chlorek bizmutowy,
chlorek cynawy,
chlorek cynkowy,
chlorek żelazowy,
chlorek manganawy,
chlorek magnezowy,
chlorek miedziowy,
chlorek wapniowy.

Dam Ci teraz ciekawy przykład całego łańcucha reakcji chemicznych, w wyniku których otrzymywać będziesz coraz to inne ważne związki miedzi.

Chlorek miedziowy $CuCl_2$

Chlorek miedziowy potrzebny między innymi do sporządzania atramentów sympatycznych i doświadczeń z rosnącymi dziwami, otrzymasz rozpuszczając miedź w mieszaninie kwasu solnego i azotowego, czyli w tzw. **wodzie królewskiej.** W mieszaninie takiej wytwarza się bardzo reaktywny chlor.

A więc 6 g opiłek miedzianych wsyp do parowniczki i zalej mieszaniną 50 g 25% kwasu solnego HCl i 25 g 25% kwasu azotowego HNO_3. Całość ogrzewaj aż do zupełnego rozpu-

szczenia się miedzi. Reakcję zachodzącą w parowniczce zapisać możesz w uproszczeniu tak:



$$Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2.$$

Otrzymany roztwór $CuCl_2$ trzeba przesączyć, zagęścić przez odparowanie i odstawić w zimne miejsce do krystalizacji. Ponieważ $CuCl_2$ jest w wodzie dobrze rozpuszczalny, a do tego jego rozpuszczalność tylko niewiele wzrasta z temperaturą, zebrane następnego dnia kryształy najlepiej będzie oczyścić przez krystalizację z denaturatu.

Dwa tlenki miedzi

W praktyce laboratoryjnej często potrzebne są nam tlenkowe połączenia miedzi. Musisz więc pamiętać, iż istnieją dwa tlenki tego metalu – tlenek miedziawy – Cu_2O i tlenek miedziowy – CuO. Pierwszy z nich spełnia rolę popularnego katalizatora, drugi jest konieczny m. in. do sporządzania galwanicznych ogniw alkalicznych umożliwiających pobieranie znacznego natężenia prądu.

Tlenek miedziawy Cu_2O

W tyglu porcelanowym umieść sproszkowaną mieszaninę 45 g bezwodnego węglanu sodu Na_2CO_3 i 75 g chlorku miedziawego $CuCl_2$. Zakryj tygiel pokrywką i praż mieszaninę aż do stopienia. Podczas stapiania zachodzi reakcja:



$$CuCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow Cu_2O + 2NaCl + CO_2\uparrow.$$

Po ochłodzeniu stop rozpuść w gorącej wodzie (wymyciu ulega NaCl) i przemyj gorącą wodą powstały osad tlenku miedziawego. Osad ten przemyj następnie alkoholem i wymyj.

Tlenek miedziawy Cu_2O jest to czerwonożółty, drobnokrystaliczny proszek, topi się w temperaturze 1235°C, a w temperaturze 1800°C oddaje zawarty w sobie tlen. Nie rozpuszcza się w wodzie, słabo rozpuszcza się w kwasie azotowym, natomiast dobrze rozpuszcza się w wodorotlenku amonu, roztworach soli amonowych i kwasie solnym.

Tlenek miedziowy CuO

50 g krystalicznego siarczanu miedziowego $CuSO_4$ rozpuść na gorąco w 80 cm^3 wody. Po rozpuszczeniu roztwór należy przesączyć. W osobnym dużym naczyniu w 1 l wody rozpuść 30 g wodorotlenku potasowego – KOH i do naczynia tego wlej przesączony roztwór siarczanu miedziowego. Na skutek reakcji



$$CuSO_4 + 2KOH \rightarrow CuO\downarrow + K_2SO_4 + H_2O$$

na dno naczynia opada czarny osad tlenku miedziowego – CuO. Teraz mieszając musisz całość zagotować i poczekać aż osad opadnie na dno. Klarowną ciecz zlej, a osad przemyj dokładnie wodą przez dekantację.

Na zakończenie osad sączysz przez bibułę i suszysz. Ponieważ jednak tak otrzymany tlenek miedziowy zawiera zawsze wodę, po wysuszeniu umieść go w tyglu i praż przez parę minut do czerwonego żaru.

Tlenek miedziowy CuO, jest to czarny, krystaliczny proszek o gęstości 6,4. Rozkłada się przy ogrzaniu do 1026°C. Nie

rozpuszcza się w wodzie, jest natomiast rozpuszczalny w kwasach i chlorku amonowym.

Z kolei z wielu chlorków, azotanów lub siarczanów wymienionych metali oraz wodorotlenku sodowego otrzymać możesz tlenki lub wodorotlenki, a dalej węglany.

Dysponując wodorotlenkiem wapniowym albo sodowym, z tanich i łatwych do nabycia surowców jak chlorek amonu NH_4Cl, siarczan amonu $(NH_4)_2SO_4$, czy też z popularnego nawozu sztucznego saletry amonowej NH_4NO_3, otrzymać możesz amoniak, a dalej NH_3aq. Przypominam, że produkcji tego odczynnika poświęcony był prawie cały rozdział.

Zdziwisz się, po co Ci o tym przypominam?

Po prostu nie jestem pewien, czy kojarzysz umiejętność „produkowania" wodnego roztworu amoniaku z możliwością otrzymywania bardzo wielu ważnych i potrzebnych związków.

Dlatego chcę zwrócić Twoją uwagę na pozornie proste i mało ciekawe reakcje zobojętniania, czyli reakcje, w których kwas reaguje z wodorotlenkami.

A więc, działając różnymi kwasami na wodorotlenek amonu, otrzymać można:

cytrynian amonu,
chromian amonu,
węglan amonu,
azotan amonu,
azotyn amonu,
siarczan amonu,
chlorek amonu,
szczawian amonu,
octan amonu.

Niektóre z tych soli pozwolą Ci wykonać bardzo ciekawe doświadczenia. I tak np. – cytrynian amonu pozwala fabrykować papier światłoczuły, a zatem umożliwi otrzymywanie



odbitek, zaś chromian amonu podpalony rozkłada się powoli, wytwarzając przy tym ogromne objętości zielonego tlenku. Właśnie za pomocą chromianu amonu można doskonale imitować wybuch wulkanu.

A więc jak widzisz, spora jest ta lista, mimo że nie wyczerpująca. Podałem Ci dla przykładu tylko związki najprostsze. W rzeczywistości można ich otrzymać znacznie więcej.

Pomimo tych moich zapewnień widzę, że jesteś innego zdania. Rozumujesz bowiem tak: otrzymanie siarczanu sodowego nie jest żadną filozofią, a roztwarzanie miedzi, cynku czy żelaza, aby otrzymać azotany, chlorki i siarczany tych metali, da się również przeprowadzić. Ale już w przypadku chlorku magnezowego, azotanu srebrowego, siarczanu srebrowego czy też chlorku bizmutowego – sprawa staje się wręcz beznadziejna. Skąd bowiem – martwisz się dalej – zdobyć chociaż odrobinę bizmutu, srebra, rtęci czy magnezu?

A jednak zaraz Cię przekonam, iż i tym razem Twój pesymizm był przedwczesny, a solidniejsze „poruszenie głową" potrafi przezwyciężyć nie takie przeszkody.

Oto konkretny przykład chlorku magnezowego.

Zgadzam się, że nabycie kawałka metalicznego magnezu nie byłoby wcale proste. Ale po co zabijać się poszukiwaniem magnezu? Przecież my chcemy otrzymać chlorek $MgCl_2$. A więc

surowcem może być również tlenek magnezowy MgO. I właśnie ten związek, pod nazwą magnezja, można nabyć w aptece. Jeżeli jednak i magnezji nie dostaniesz, to w tej samej aptece poproś o inny popularny preparat magnezowy, zwany gorzką solą. Sól gorzka, którą stosuje się przy pewnych, dokładnie określonych kłopotach z przewodem pokarmowym, z punktu widzenia chemicznego jest to siarczan magnezowy $MgSO_4$.

W większej zlewce rozpuść 3 łyżki stołowe $MgSO_4$ w 50–60 cm^3 wody, którą lekko podgrzewaj. Gdy całość się rozpuści, do roztworu tego dodawaj powoli, stale mieszając, roztworu wodnego wodorotlenku sodowego NaOH. W miarę dodawania wodorotlenku sodowego, wytrącać się pocznie biały, galaretowaty osad – wodorotlenek magnezowy $Mg(OH)_2$. Gdy już dalsze dodawanie wodorotlenku nie będzie powodować wytrącania się osadu wodorotlenku magnezowego, który jest w wodzie prawie nierozpuszczalny, osad przelej na duży sączek z bibuły, umieszczony na lejku szklanym, i poczekaj, aż roztwór odcieknie. Z kolei pozostały na sączku osad przemyj parokrotnie gorącą wodą. Gdy już nieco wyschnie, część osadu umieść w parowniczce, część zaś przenieś do zlewki z czystą wodą. Parowniczkę postaw na siatce azbestowej i, z początku powoli, a następnie coraz silniej, ogrzewaj ją.

Po około godzinnym ogrzewaniu otrzymasz prawie czysty biały tlenek magnezowy MgO. Związek ten powstał w wyniku termicznego rozkładu wodorotlenku magnezowego.

Teraz do probówki napełnionej do połowy wodą wsyp szczyptę tlenku magnezowego. Mimo nawet bardzo długiego wstrząsania, a nawet ogrzewania probówki palnikiem, biały

proszek tlenku magnezowego nie chce się rozpuścić w wodzie. Wobec tego do probówki z wodną zawiesiną MgO dolej kilkanaście kropli kwasu solnego.

Widzisz, co się stało?

Jak pod dotknięciem jakiejś różdżki czarodziejskiej znikają białe kłaczki i płyn staje się klarowny.

A więc, jak się przed chwileczką przekonałeś, w kwasie solnym rozpuszczają się nie tylko metale, ale również i ich tlenki.

Reakcję, która zaszła w probówce, możemy ująć równaniem



$$MgO + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O,$$

czyli w ostatecznym efekcie otrzymałeś chlorek magnezowy. To, że jest on w stanie wodnego roztworu, zapewne Cię nie zraża, umiesz już bowiem odparowywać roztwory i wyodrębniać z nich związki w stanie krystalicznym. Oczywiście, na to, aby otrzymać chlorek magnezowy, nie musisz wcale suszyć strąconego wodorotlenku. Możesz po prostu galaretowatą substancję, po przemyciu na sączku wodą, rozpuścić od razu kwasem solnym.



No, dobrze, a co zrobić dalej z otrzymanym przed chwilą chlorkiem magnezowym? Czy słoiczek z tym związkiem ma jedynie odgrywać rolę statysty w tłumie na półce?

Raczej nie.

Weź garść trocin drewnianych, koniecznie suchych, wsyp je do większej parowniczki i dodaj do nich ok. 15 g uprzednio już otrzymanego stałego tlenku magnezowego i całość dobrze wymieszaj. Z kolei nalej wody do szklanki tyle, aby płyn zajmował 1/2 jej objętości, po czym rozpuść w nim 1 łyżkę stołową stałego suchego chlorku magnezowego $MgCl_2$. Roztwór ten ogrzewaj aż do wrzenia. Następnie roztwór $MgCl_2$ wylej na trociny wymieszane już w parowniczce z MgO. Staraj się teraz mieszaninie tej nadać konsystencję ciastowatą przez staranne ugniatanie i rozcieranie drewnianą łopatką. Już po chwili zaobserwujesz, że trociny robią się jak gdyby kleiste. Gdy masę taką umieścisz teraz w jakiejś formie i silnie sprasujesz, to po kilku godzinach otrzymasz bryłkę bardzo twardą, spoistą, a co najciekawsze, mimo że została ona wykonana z trocin – niepalną.

Tak oto zupełnie dla siebie niespodziewanie otrzymałeś tzw. ksylolit, z którego wykonywane są podłogi oraz różne płytki wykładzinowe.

– W przypadku magnezu rzeczywiście sprawa była łatwiejsza niż to początkowo wyglądało – powracasz do swoich zastrzeżeń. – A co począć z innymi niedostępnymi metalami, srebrem, kobaltem, bizmutem?

Wyobraź sobie, że i tym razem znajdzie się rada. Przecież niewielkie ilości srebra można wydobyć za starego, zużytego utrwalacza fotograficznego, jak też i wszelkich błon i papierów.



A bizmut? Małe ilości tego metalu otrzymać można z proszku o nazwie dermatol, stosowanego jako zasypka do skóry.

Kobalt z kolei zawierają obudowy tranzystorów.

Jesteś już ciekawy, jak metale te można wyodrębnić?

I to bardzo chętnie Ci wyjaśnię, ale niestety już następnym razem. Proszę więc, szukaj odpowiedzi na te i inne nurtujące Cię pytania, dotyczące Twego domowego laboratorium w następnych pozycjach z serii „Chemia dla Ciebie", a zwłaszcza w książeczkach:

- *Moje laboratorium*, część II,
- *Pierwiastki w moim laboratorium*,
- *Elementarz chemii organicznej*,
- *Ciekawe doświadczenia*,
- *Ciekawe doświadczenia*, część II,
- *Elektrochemia domowa*,
- *Fotochemia domowa*,
- *Bazar chemiczny*.

Na zakończenie polecam Ci jeszcze zapoznanie się z zamieszczonym na końcu tej książeczki wykazem popularnych związków i substancji chemicznych.

Wykaz popularnych, powszechnie dostępnych związków i substancji chemicznych mogących znaleźć zastosowanie w Twoim laboratorium

Aceton CH_3COCH_3. Bezbarwna, bardzo łatwo palna, niskowrząca ciecz. Doskonały rozpuszczalnik tłuszczów oraz azotanu i octanu celulozy. Stosowany do wywabiania plam, odtłuszczania metali przed ich galwanicznym pokrywaniem, do sporządzania klejów celulozowych. Zmieszany ze stałym CO_2 pozwala uzyskać temperaturę −82°C.

Amoniak NH_3. Gaz rozpuszczony w wodzie daje wodny roztwór amoniaku NH_3aq, zwany potocznie amoniakiem lub wodą amoniakalną. Ważny odczynnik laboratoryjny i surowiec do otrzymywania licznych soli amonowych.

Amoniak do pieczenia NH_4HCO_3. Błędna zwyczajowa nazwa kwaśnego węglanu amonu. Stosowany jest do wyrobu tworzyw porowatych i gąbek oraz do spulchniania ciasta. W temperaturze 60°C ulega rozkładowi na CO_2, NH_3 i H_2O. W laboratorium chemicznym ważny odczynnik.

Ałuny – ogólna nazwa soli będących podwójnymi siarczanami. Ałuny są podwójnymi siarczanami metali trójwartościowych jak Al, Fe, Cr oraz jednowartościowych jak Na, K, NH_4. Najpopularniejszy jest ałun potasowo-glinowy $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, używany powszechnie w kosmetyce i przy wyprawianiu skórek. Ałuny stanowią surowiec do otrzymywania licznych soli.

Azotniak $CaCN_2$, nawóz sztuczny. Azotniak handlowy ma wygląd ciemnoszarej mączki i charakterystyczny zapach karbidu. Zawartość azotu w azotniaku wynosi około 20%. Azotniak otrzymuje się działając w wysokiej temperaturze ok. 1100°C czystym azotem na karbid. Azotniak odróżnia się od innych nawozów azotowych swą ciemnoszarą barwą i charakterystycznym zapachem karbidu. Może on służyć do wywiązywania azotu oraz otrzymywania amoniaku.

Biel barowa $BaSO_4$, siarczan barowy. Biały ciężki proszek stosowany jako surowiec do wyrobu chemicznie odpornych farb olejnych. Surowiec do otrzymywania różnych związków baru, potrzebnych m. in. przy wykonywaniu zimnych ogni.

Biel cynkowa ZnO, tlenek cynkowy. Biały pulchny proszek, podstawowy

składnik wielu maści, pigment w przemyśle tworzyw sztucznych. Zasadniczy składnik białych lakierów olejnych. Surowiec do otrzymywania licznych soli oraz świec dymnych.

Biel wiedeńska $CaCO_3$, węglan wapniowy zwany kredą szlamową, podstawowy składnik farb wodnych i klejowych. Tani surowiec do otrzymywania różnych związków wapnia.

Biel tytanowa TiO_2, dwutlenek tytanu. Biały puszysty proszek stanowiący podstawowy pigment do wyrobu farb i emalii olejnych, pudrów kosmetycznych, białej gumy i białych wyrobów z PCW.

Błękit pruski $Fe\,[Fe(CN)_6]_3$, żelazocyjanek żelazowy. Niebieski proszek stosowany jako pigment przy wyrobie farb i emalii. Ważny odczynnik chemiczny.

Boraks $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, czteroboran sodowy. Bezbarwny, drobnokrystaliczny proszek stosowany w medycynie i kosmetyce. Niezbędny jako topnik przy lutowaniu mosiądzem i srebrem. Podstawowy składnik niskotopliwych szkliw.

Braunsztyn MnO_2, dwutlenek manganowy. Czarny, bezpostaciowy proszek używany jako depolaryzator w ogniwach galwanicznych. Ważny odczynnik chemiczny, służący do wywiązywania tlenu i chloru.

Brązy – stopy Cu (80–90%) i Sn (10–20%). Metale o barwie żółtej do brązowej, o temperaturze topnienia 900–1000°C. Stosowane powszechnie w technice do wyrobu panewek, tulejek oraz odlewania rzeźb. Cenne źródło związków miedzi i cyny.

Brązy lakiernicze – bardzo drobno sproszkowane stopy miedzi z cyną lub miedzi z cynkiem, stosowane jako pigmenty do wyrobu farb imitujących złoto. Farbami takimi maluje się na kolor złoty ramy obrazów, posążki, statuetki.

Chlorek $Ca(ClO)Cl$, wapno chlorowane, podchloryn wapniowy. Białe ciało stałe, używane do dezynfekcji tkanin. Otrzymuje się z niego podchloryn sodowy stosowany do wywabiania plam z atramentu.

Ciecz bordowska – mieszanina roztworów $CuSO_4$ siarczanu miedziowego z zawiesiną Ca(OH) wodorotlenku wapniowego. Gęsta ciecz stosowana do opryskiwania krzewów i drzew owocowych. Źródło związków miedzi.

Cynober HgS siarczek rtęciowy. Czerwony ciężki proszek stosowany od wieków w malarstwie jako doskonały, niewrażliwy na światło czerwone pigment. Surowiec do otrzymywania różnych związków rtęci.

Denaturat alkohol etylowy skażony produktami destylacji smoły węglowej i zabarwiony na fioletowo. Popularny rozpuszczalnik i paliwo do maszynek turystycznych. Służy do napełniania spirytusowych lampek laboratoryjnych oraz rozpuszczanik, np. do kalafonii czy szelaku.

Emetyk winian antymonylopotasowy. Bezbarwny krystaliczny proszek rozpuszczalny w wodzie, stosowany w medycynie. W laboratorium źródło związków antymonu.

Esencja octowa CH_3COOH, stężony 80% kwas octowy. Bezbarwna żrąca ciecz o bardzo silnym charakterystycznym zapachu. Stosowana w gospodarstwie przy sporządzaniu marynat. Ważny odczynnik laboratoryjny i surowiec do otrzymywania licznych octanów.

Formalina – ok. 40% wodny roztwór aldehydu mrówkowego, HCHO. Bezbarwna ciecz o ostrym gryzącym zapachu. Używana jest do celów kosmetycznych. Formalina służy do wyprawiania skórek, utrwalania preparatów biologicznych oraz otrzymywania licznych tworzyw sztucznych i klejów.

Fosol – mieszanina wodnych roztworów kwasu fosforowego i alkoholi. Preparat zwany odrdzewiaczem stosowany jest do usuwania rdzy z wyrobów stalowych. Rozpuszcza tlenki i wodorotlenki żelaza nie naruszając samego metalu. W laboratorium wygodne źródło kwasu fosforowego.

Galasówki – galasy. Okrągłe narośla na liściach dębowych wywołane nakłuciem oraz złożeniem jaj przez owada galasówkę. Surowiec do otrzymywania taniny.

Glejta PbO, tlenek ołowiawy. Żółty ciężki proszek, stosowany w hutnictwie szkła. Zarobiony gliceryną daje świetny, kwasoodporny i szybko twardniejący kit do łączenia szkła z metalami.

Jodoform CH_3I, trójjodometan, żółty krystaliczny proszek o charakterystycznym zapachu, stosowany w medycynie. Cenne źródło jodu.

Jodyna roztwór jodu w alkoholu lub wodnym roztworze jodku potasowego, KI. Brunatna, silnie plamiąca ciecz o charakterystycznym zapachu. Dzięki właściwościom dezynfekcyjnym stosowana w medycynie. Najprostsze źródło jodu. Roztwory jodyny używa się do wykrywania skrobi, np. w śmietanie czy miodzie.

Kalafonia bardzo kruche, szkliste ciało stałe barwy od jasnożółtej do ciemnobrunatnej. Produkt ekstrakcji karpiny drzew iglastych i przerobu żywicy. Składnik farb olejnych, szybko schnący pokost. Używana w gospodar-

stwie domowym przy wyrobie mydła. Stopiona z surowym kauczukiem daje doskonały klej.

Kali $KMnO_4$, nadmanganian potasowy. Fioletowoczarne kryształki doskonale rozpuszczalne w wodzie. Roztwory nadmanganianu są silnymi środkami dezynfekcyjnymi. Nadmanganian ogrzewany na sucho rozkłada się z wydzielaniem tlenu. Ważny odczynnik, służy do wywiązywania chloru, tlenu oraz sporządzania licznych soli.

Karbid CaC_2, węglik wapniowy. Twarde szarobiałe ciało stałe. Pod wpływem działania wody rozkłada się z wydzielaniem palnego gazu acetylenu.

Karborund SiC, węglik krzemowy. Bardzo twarde ciało stałe barwy czerwonej do brunatnej, stosowane do wyrobu tarcz ściernych i osełek. Tarczą lub osełką karborundową zwilżoną wodą można szlifować szkło i porcelanę.

Korund Al_2O_3, trójtlenek glinowy. Ciało stałe, krystaliczne, barwy jasnoszarej do czarnej, nadzwyczaj twarde, używane o wyrobu materiałów ściernych – tarcz, osełek, papierów. Proszek korundowy służy do matowania szkła i wiercenia w nim otworów.

Kreda $CaCO_3$. Odmiana wapienia powstała ze skorupek otwornic. Służy do bielenia sufitów oraz sporządzania farb klejowych. Stosowana jest też do czyszczenia i polerowania metali. Surowiec do otrzymywania soli wapiennych oraz past polerowniczych.

Kwas borny H_3BO_3, kwas borowy. Bezbarwne, łuskowate ciało stałe. Trudno rozpuszczalne w wodzie, stosowane w fotografii, galwanotechnice, do sporządzania kąpieli niklowych, w medycynie. Barwi płomień na zielono.

„Kwas przegotowany" (błędna nazwa zwyczajowa) – nasycony wodny roztwór chlorku cynkowego, $ZnCl_2$. Otrzymywany przez rozpuszczenie cynku w kwasie solnym. Środek pomocniczy, konieczny przy lutowaniu metali cyną.

Kwasek cytrynowy nazwa zwyczajowa kwasu cytrynowego, stosowany powszechnie w przemyśle spożywczym i gospodarstwie domowym. Podstawowy składnik napojów orzeźwiających i surowiec do wykonywania światłoczułych preparatów oraz papierów.

Lapis szatański kamień, $AgNO_3$, ażotan srebra. Białe, łuskowate kryształki, czerniejące na świetle. Ważny odczynnik w analizach chemicznych, pod-

stawowy składnik światłoczułych emulsji, tuszy do znakowania bielizny, farb termicznych.

Litopon $ZnS + BaSO_4$, mieszanina siarczku cynku z siarczanem barowym. Naturalny biały proszek stosowany powszechnie jako pigment do wyrobu lakierów, emalii, linoleum, cerat, bakelitu, celuloidu, gumy. Doskonały surowiec do otrzymywania związków cynku i baru.

Magisterium bismuthi $Bi(NO_3)$, zasadowy azotan bizmutowy. Biały proszek nierozpuszczalny w wodzie, stosowany jako środek kontrastowy przy prześwietlaniu przewodu pokarmowego. Surowiec do otrzymywania próbki metalicznego bizmutu i związków tego metalu.

Magnezja MgO, tlenek magnezowy. Biały, bardzo lekki, puszysty proszek, posiada zastosowanie w medycynie, kosmetyce, przemyśle materiałów ogniotrwałych. W laboratorium domowym jest surowcem do otrzymywania soli magnezowych oraz żaroodpornych kitów. Tlenek magnezowy zmieszany z trocinami drzewnymi i zarobiony roztworem chlorku magnezowego daje popularną wykładzinę podłogową – ksylolit.

Minia $PbO_2 \cdot 2PbO$, mieszanina tlenków ołowiu. Jaskrawoczerwony ciężki proszek. Zarobiona pokostem stanowi dla metali najlepszy podkład (grunt) pod farby i lakiery. Minia zarobiona pokostem stosowana jest również do uszczelnień w hydraulice.

Mleko wapienne $Ca(OH)_2$, wodna zawiesina wodorotlenku wapniowego. Najtańszy wodorotlenek stosowany powszechnie w technice np. do neutralizacji kwasów. Surowiec do otrzymywania i wykrywania amoniaku na skalę laboratoryjną.

Mocznik $(NH_2)_2CO$, jest dwuamidem kwasu węglowego. Nawóz sztuczny mocznik pod względem barwy jest podobny do saletry amonowej, siarczanu amonowego, soli potasowych itp. Od nawozów tych odróżnimy go w sposób następujący: od saletry amonowej i siarczanu amonowego różni się mocznik m. in. tym, że ogrzewany z mlekiem wapiennym nie wydziela zapachu amoniaku. Tak zachowują się również sole potasowe i inne białe nawozy. Od tych mocznik różni się tym, że przy prażeniu (np. na łyżce metalowej) w płomieniu, np. lampki spirytusowej, rozkłada się i spala całkowicie, podczas gdy sole potasowe nie ulegają w tych warunkach rozkładowi. Z surowca tego można otrzymywać doskonałe kleje lub twarde, termoutwardzalne żywice.

Olej terpentynowy zwyczajowa nazwa terpentyny oczyszczanej.

Oleum $H_2SO_4 + SO_3$, roztwór trójtlenku siarki w kwasie siarkowym, tzw. kwas siarkowy dymiący. Gęsta, oleista, dymiąca ciecz, stosowana w przemyśle chemicznym, zwłaszcza w syntezach organicznych. Źródło kwasu siarkowego.

Pak pozostałość po destylacji smoły węglowej. Czarna twarda masa mięknąca przy ogrzaniu do temperatury 70°, stosowana do impregnacji drewna, produkcji papy i mas izolacyjnych. W laboratorium stosowany do uszczelniania połączeń szkło–metal i szkło–korek.

Parafina mieszanina stałych węglowodanów otrzymywana z ropy naftowej. Przejrzysta jasna masa topiąca się w temperaturze 45–60°C. Stosowana do wyrobu świec, pasty do podłóg oraz pasty do butów. W laboratorium stosowana do impregnacji korków i drewna.

Pokost preparowany olej roślinny. Jasnożółta do brunatnej ciecz otrzymywana z olejów roślinnych, jak lnianego czy rzepakowego. Preparowanie olejów roślinnych polega na zwiększaniu ich właściwości schnięcia. Pokost stosowany jest do wyrobu farb olejnych. W laboratorium służy do wyrobu kitu i do impregnacji drewna.

Politura alkoholowy roztwór szelaku. Jasnożółta do brunatnej ciecz stosowana do politurowania drewna, to jest nadawania jego powierzchniom pięknego połysku.

Popiół drzewny powstający zwłaszcza po spaleniu drewna twardego drzew iglastych (buk, brzoza), zawiera wiele tlenku potasu – K_2O. Surowiec do otrzymywania wodorotlenku potasu – KOH.

Potaż K_2CO_3, nazwa zwyczajowa węglanu potasu. Biały krystaliczny proszek dobrze rozpuszczalny w wodzie. Pod wpływem nawet bardzo słabych kwasów rozkłada się z wydzielaniem dwutlenku węgla, CO_2. Stosowany do produkcji szkła, mydła, emalii. W laboratorium doskonały surowiec do otrzymywania wielu związków potasu oraz do stapiania osadów, aby uczynić je rozpuszczalnymi.

Potaż żrący KOH, wodorotlenek potasowy. Silnie higroskopijne białe ciało stałe. Substancja silnie żrąca, stosowana do wyrobu mydła. Ważny odczynnik i surowiec. Roztwory KOH służą do pochłaniania CO_2.

Protargol koloidalna zawiesina srebra w roztworze białka. Żółtobrunatny proszek stosowany do celów bakteriobójczych oraz do barwienia mikroskopijnych preparatów biologicznych. Źródło małych ilości srebra.

Rongalit $NaHSO_2 \cdot CH_2 \cdot 2H_2O$, sól kwasu sulfoksylowego z aldehydem

mrówkowym. Biały krystaliczny proszek dobrze rozpuszczalny w wodzie. Stosowany w farbiarstwie i czyszczeniu garderoby. W laboratorium używany do odzysku srebra z roztworów utrwalacza fotograficznego.

Rozpuszczalnik benzyna ekstrakcyjna. Czysta, bardzo lotna benzyna, stosowana do czyszczenia plam i prania garderoby.

Rozpuszczalnik Nitro mieszanina acetonu z estrami kwasu octowego (octan butylu, octan amylu). Służy do zmywania i rozcieńczania lakierów nitro. Przy wyrobie klejów doskonały rozpuszczalnik celuloidu i polistyrenu.

Saletra ogólna nazwa azotanów – soli kwasu azotowego.

a) **amonowa NH_4NO_3** – podstawowy składnik nawozu sztucznego, tanie, dostępne źródło otrzymywania amoniaku,

b) **indyjska KNO_3** – potasowa, czysta, służy do konserwowania mięsa, składnik prochu czarnego, środek barwiący płomień na kolor jaskrawoczerwony, służy do nasycania lontów,

c) **chilijska $NaNO_3$** – sodowa, techniczna – nawóz sztuczny, tani surowiec do wywiązywania kwasu azotowego,

d) **wapniowa $Ca(NO_3)_2$** – nawóz sztuczny, tani surowiec do wywiązywania kwasu azotowego.

Salmiak NH_4Cl, chlorek amonowy. Biały proszek lub twarde, żółtawoszare bryłki krystaliczne. Konieczny jako topnik przy lutowaniu cyną, używany do napełniania ogniw galwanicznych. Salmiak rozpuszczając się w wodzie bardzo silnie obniża jej temperaturę.

Siny kamień $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, siarczan miedziowy. Niebieskie, krystaliczne ciało stałe. Wysuszone w temperaturze ponad 180°C niebieskie kryształy rozpadają się na proszek $CuSO_4$. Podstawowy składnik preparatów do opryskiwania drzewek oraz zwalczania drobnoustrojów i pleśni. Zasadniczy składnik kąpieli do miedziowania. Ważny odczynnik laboratoryjny i surowiec do otrzymywania różnych soli miedzi.

Soda ogólna nazwa węglanów sodowych:

a) **amoniakalna** kalcynowana **Na_2CO_3**, węglan sodowy, obojętny, biały proszek (jeżeli bezwodna) lub bezbarwne, słupkowate kryształy (jeżeli uwodniona), stosowana do prania, szorowania, wyrobu mydła. W laboratorium chemicznym surowiec do otrzymywania wielu soli sodowych oraz wodorotlenku sodowego,

b) **oczyszczana**, bikarbonat **$NaHCO_3$** – kwaśny węglan sodowy. Biały

proszek, stosowany w fotografii i medycynie. Ważny odczynnik w laboratorium, czysta czyli tzw. soda oczyszczana służy do pieczenia ciasta oraz przygotowywania tzw. napojów orzeźwiających.

Sól angielska sól gorzka $MgSO_4 7H_2O$, siedmiowodny siarczan magnezowy. Bezbarwne kryształy dobrze rozpuszczalne w wodzie, o gorzkim smaku. Stosowana w medycynie jako środek przeczyszczający. W laboratorium tanie źródło związków magnezu i impregnat czyniący drewno niepalnym.

Sól Bertholleta $KClO_3$, chloran potasu. Bezbarwny krystaliczny proszek dobrze rozpuszczalny w wodzie. Stosowany jest do wyrobu zapałek i mieszanek pirotechnicznych. W laboratorium służy jako środek utleniający oraz źródło wydzielania tlenu.

Sól glauberska $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, zwyczajowa nazwa uwodnionego dziesięciowodnego siarczanu sodu. Bezbarwne kryształy rozpuszczalne w wodzie, ogrzane topią się we własnej wodzie krystalizującej. Stosowana do produkcji szkła, papieru, środków piorących i wyprawiania skórek futerkowych. W laboratorium wygodne źródło sodu i siarczanów.

Sól Mohra $FeSO_4(NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$ – sześciowodny siarczan żelazowo-amonowy. Jasnozielone kryształy dobrze rozpuszczalne w wodzie. Stosowany w chemii jako reduktor, źródło związków żelaza dwuwartościowego.

Sól Seignetta nazwa zwyczajowa winianu sodowo-potasowego. Bezbarwne kryształki lub biały proszek rozpuszczalny dobrze w wodzie. Stosowany do wyrobu napojów orzeźwiających, lekarstw. W laboratorium chemicznym służy do wykrywania cukrów i sporządzania roztworów srebrzących szkło.

Sól szczawikowa nazwa zwyczajowa kwaśnego szczawianu potasu. Bezbarwne kryształy słabo rozpuszczalne w wodzie. Służy do wywabiania plan. z tkanin, z atramentu, rdzy i soków owocowych. W laboratorium środek redukujący.

Szelak nazwa żywicy otrzymywanej z soku drzew lakowych. Płatki żółte do brązowych służą do sporządzania politury, lakierów, kitów, klejów.

Superfosfat pylisty „Annofos" jest to sypki, szarawy drobno zmielony proszek nierozpuszczalny w wodzie. Głównym jego składnikiem jest fosforan wapniowy – $Ca_3(PO_4)_2$. Służy on do otrzymywania kwasu fosforanowego oraz fosforanów.

Szkło wodne woda szklana, wodne roztwory Na_2SiO_3 lub K_2SiO_3, krzemiany potasowe i sodowe. Gęsty, żółtawy płyn, stosowany do prania, przeciwogniowej impregnacji drewna, spoiwo do farb i lakierów. Ważny składnik różnych klejów i kitów.

Talk $Mg_3Si_4O_{11} \cdot H_2O$ – nazwa zwyczajowa minerału magnezowego. Biały lub szary proszek, w dotyku śliski, stosowany jest w kosmetyce do wyrobu pudrów, w technice jako wypełniacz do kitów kwaso- i ognioodpornych. W laboratorium stosowany jest do otrzymywania kitów i do konserwacji rurek i korków gumowych.

Terpentyna łatwo palna ciecz, zależnie od stopnia czystości barwy brunatnej, żółtej, bądź całkowicie bezbarwna. Produkt suchej destylacji drewna iglastego i przerobu żywicy tych drzew. Doskonały rozpuszczalnik wosków. Stosowana do czyszczenia plam oraz w medycynie. Niezbędny surowiec przy wyrobie past do butów i podłogi. Służy również do rozcieńczania farb olejnych.

Tetra CCl_4, czterochlorek węgla. Mało lotna, ciężka, niepalna ciecz. Służy do napełniania gaśnic i prania garderoby. Świetny rozpuszczalnik parafiny. Niezbędny składnik świec dymnych.

Wapno bielące patrz chlorek.

Wapno gaszone $Ca(OH)_2$, wodorotlenek wapniowy. Biała lub białoszara bezpostaciowa masa, powstająca w wyniku działania wody na wapno palone. Podstawowy składnik tynków i zapraw. W laboratorium służy do otrzymywania acetonu, amoniaku, wodorotlenku sodowego, potasowego i licznych soli wapniowych.

Wapno palone CaO, tlenek wapniowy. Białe lub białoszare ciało stałe, otrzymywane przez wypalenie węglanu wapniowego $CaCO_3$. Zarobione wodą bardzo silnie się rozgrzewa, przechodząc w wodorotlenek wapniowy (wapno gaszone). W laboratorium służy do otrzymywania licznych związków wapniowych.

Woda amoniakalna NH_2OH, wodny roztwór amoniaku NH_3. Dymiąca ciecz o charakterystycznym zapachu. Ważny odczynnik chemiczny do otrzymywania licznych soli amonowych.

Woda Burowa $(CH_3 \cdot COO)_2 \cdot Al(OH)$ – zasadowy octan glinowy. Bezbarwna ciecz o woni octu, stosowana w medycynie do sporządzania okładów. W laboratorium surowiec do otrzymywania związków glinu.

Woda sodowa H_2CO_3, wodny roztwór kwasu węglowego, nasycony dwutlenkiem węgla CO_3. W laboratorium tanie źródło dwutlenku węgla i kwasu węglowego.

Woda utleniona H_2O_2, wodny 3–5% roztwór nadtlenku wodoru. Służy w medycynie jako środek dezynfekcyjny, a w gospodarstwie domowym do bielenia tkanin, kości, piór. W laboratorium chemicznym silny środek utleniający.

Woda wapienna $Ca(OH)_2$, wodny nasycony roztwór wodorotlenku wapniowego. Żółtawozielonawy opalizujący płyn. Zmieszana z olejem lnianym stosowana jako środek przeciw oparzeniu skóry. W laboratorium służy do wykrywania CO_2.

Żelatyna – substancja białkowa w postaci perełek lub łusek, otrzymywana z kości i chrząstek zwierzęcych. Stosowana w przemyśle do wyrobu emulsji światłoczułych. W gospodarstwie domowym służy do przyrządzania galaret.

Żywica sosnowa – jasnożółtawa, lepka, twardniejąca w powietrzu ciecz stanowiąca skomplikowaną mieszaninę węglowodanów oraz terpenów. Surowiec do otrzymywania terpentyny, kalafonii.

TABLICA
ciężarów atomowych ważniejszych pierwiastków

Pierwiastek	Symbol	Ciężar atomowy
Antymon	Sb	121,75
Arsen	As	74,92
Azot	N	14,01
Bar	Ba	137,34
Bizmut	Bi	208,98
Bor	B	10,81
Brom	Br	79,91
Chlor	Cl	35,45
Chrom	Cr	52,00
Cyna	Sn	118,69
Cynk	Zn	65,37
Fluor	F	9,00
Fosfor	P	30,97
Glin	Al	26,98
Jod	I	126,90
Kadm	Cd	112,40
Kobalt	Co	58,93
Krzem	Si	28,09
Magnez	Mg	24,31
Mangan	Mn	54,94
Miedź	Cu	63,54
Molibden	Mo	95,94
Nikiel	Ni	58,71
Ołów	Pb	207,19
Potas	K	39,10
Rtęć	Hg	200,59
Selen	Se	78,96
Siarka	S	32,06
Sód	Na	22,99
Srebro	Ag	107,87
Stront	Sr	87,62
Tlen	O	16,00
Tytan	Ti	47,90
Wanad	V	50,94
Wapń	Ca	40,08
Węgiel	C	12,01
Wodór	H	1,01
Wolfram	W	183,85
Złoto	Au	196,97
Żelazo	Fe	55,85

SPIS TREŚCI